



**UNIVERSIDADE DE BRASÍLIA  
INSTITUTO DE QUÍMICA**

**Adriano Shiroaki Yamada**

**APLICAÇÃO DA ANALISE DIMENSIONAL NOS NAS  
OBRAS DE QUÍMICAS APROVADAS NO PLANO  
NACIONAL DO LIVRO DIDÁTICO DE 2012**

**TRABALHO DE CONCLUSÃO DE CURSO**

**Brasília – DF**

**2.º/2013**



**UNIVERSIDADE DE BRASÍLIA  
INSTITUTO DE QUÍMICA**

**Adriano Shiroaki Yamada**

**APLICAÇÃO DA ANÁLISE DIMENSIONAL EM  
CONTEÚDOS DE QUÍMICA NO ENSINO MÉDIO  
BRASILEIRO**

Trabalho de Conclusão de Curso em Ensino de Química apresentada ao Instituto de Química da Universidade de Brasília, como requisito parcial para a obtenção do título de Licenciada(o) em Química.

**Orientador: Roberto Ribeiro da Silva**

**2.º/2013**

## ***AGRADECIMENTOS***

Ao Professor Roberto Ribeiro, pelos ensinamentos e orientações desde início desse trabalho de conclusão de curso;

A minha namorada Isabela por todo o amor, carinho e compreensão dedicados a mim;

A minha mãe Lindasir, ao meu pai Alberto, aos meus irmãos Eric e William e minha Irmã Marjorie pela paciência, apoio e amor dedicados a mim constantemente por todos esses anos;

E principalmente a Deus, que sempre esteve ao meu lado em todos os momentos de desespero e dificuldades.

## Sumário

Introdução .....	6
Capítulo 1 – Grandezas e unidades de medida: Um pouco de história .....	7
Capítulo 2 – Grandezas e unidades de medida: Unidades e prefixos .....	10
Capítulo 3 – Propostas de um novo SI .....	14
Capítulo 4 – Análise dimensional.....	19
Capítulo 5 – Metodologia do TCC .....	26
Capítulo 6 – Resultados.....	29
Química – Meio ambiente – Cidadania – tecnologia.– Martha Reis.....	29
Química na abordagem do cotidiano. Editora moderna plus – 5ª. edição - Francisco Miragaia e Eduardo Leite (Tito e Canto).....	44
Química – Editora Scipione – Andréa Horta e Eduardo Fleury. ....	75
SER PROTAGONISTA QUÍMICA – Edições SM –Julio Cesar Foschini Lisboa.....	82
Química para a nova geração – química cidadã - Editora nova geração. - Eliane Nilvana Ferreira de Castro; Gentil de Souza Silva; Gerson de Souza Mól; Roseli Takako Matsunaga; Sálvia Barbosa Farias; Sandra Maria de Oliveira Santos; Siland Meiry França Dib; Wildson Luiz Pereira dos Santos .....	96
Capítulo 7: Considerações finais ou conclusões .....	108
Referências .....	110

## ***RESUMO***

É curiosa a obsessão de alguns alunos por decorar fórmulas, considerada por eles como obrigatórias para resolução de problemas. Ficam horas para decorar tais fórmulas, acreditando que o conhecimento de Ciências está mais associado a saber fórmulas e mais fórmulas, imaginando que o sucesso no vestibular está ligado a uma simples questão de memória. Estratégias como essas são equivocadas e pouco contribuem para a melhoria da aprendizagem de Ciências.

Muitos educadores também afirmam ser fundamental conhecer uma determinada fórmula para resolver um problema. Quando uma sociedade não promove o desenvolvimento do ato de pensar, encontramos respostas robotizadas, negligenciando-se o significado de solucionar um problema. **Fórmulas não devem ser colocadas como elemento principal na solução de problemas.** Por isso, nesse TCC recomenda-se complementar o conteúdo atual com a análise dimensional e a álgebra de grandezas, dessa forma a resolução de problemas se torna mais prática e sem ter que recorrer a memorização de fórmulas.

Nesse trabalho objetivou-se fazer um estudo do emprego da análise dimensional associada aos cálculos de grandezas, de maneira que possam ser adequados e aplicados aos conteúdos gerais no ensino médio de Química. Também foram analisadas algumas das obras didáticas usadas neste mesmo nível de ensino.

A escolha das obras analisadas baseou-se no Programa Nacional do Livro Didático (PNLD) 2012, usando como base, as obras, direcionadas aos alunos, aprovadas pelo programa. A metodologia adotada observava se tais obras abordavam o método da análise dimensional ou se apenas priorizavam solução por memorização de fórmulas. Caso optassem apenas pela segunda alternativa, é proposta uma sugestão de como esses cálculos podem ser realizados pela análise dimensional.

Os resultados mostraram que das obras analisadas, apenas uma apresentou o método de análise dimensional e a álgebra de grandezas. As outras recorreram à constante memorização de fórmulas em determinados conteúdos (como quantificação da concentração de soluções). Uma das obras apresenta uma fórmula incorreta na determinação de densidade de soluções. Nesse TCC foi mostrado por meio da análise dimensional, qual seria uma solução mais adequada. Também foi possível observar que em comparação com o uso das regras de três tradicionais, a análise dimensional permite uma resolução mais dinâmica e compacta.

**Palavras-chaves:** análise dimensional, álgebra de grandezas, cálculos químicos, análise de livros de didáticos

## INTRODUÇÃO

A Química como uma ciência empírica, depende de dados coletados por meio da quantificação de medidas e observações experimentais. Um dos objetivos da Química é formular por meio dessas observações os fundamentos e as leis que possam ser usados para realizar previsões experimentais. Uma das ferramentas utilizadas para fazer essas previsões e formular leis é a linguagem matemática. Com ela ligamos a teoria e aos fenômenos da natureza observados.

A Química é uma ciência com vários ramos. A estequiometria é o ramo que busca, através de leis básicas (lei das proporções definidas, lei da conservação de massa e lei de proporções múltiplas) e da linguagem matemática, quantificar os produtos (em termos de volume, quantidade de matéria, massa) que podem ser produzidos com uma determinada quantidade de reagente com determinada pureza. Cálculos estequiométricos também podem prever como substâncias diluídas em uma determinada solução irão reagir em condições experimentais.

No Brasil, a estequiometria juntamente com os cálculos envolvendo soluções (determinação de concentração, diluições) estão presentes em diversos materiais de ensino voltados para alunos do ensino médio. Nessas e em outras matérias é exigido que o aluno saiba manipular diferentes unidades utilizando a conversão de medidas.

Os materiais didáticos adotados no ensino de Química do ensino médio brasileiro realizam as conversões através da “regra de três simples”. Esse método, apesar de ser muito popular, por vezes é longo e espaçoso. A prática de cálculos estequiométricos envolve a realização de várias conversões. Um método mais prático e simples pode ser uma ferramenta bastante útil no ensino dos cálculos estequiométricos, beneficiando tanto o aluno quanto o professor.

Através da álgebra de grandezas e da análise dimensional esse trabalho busca mostrar uma abordagem **diferenciada** para esse conteúdo que muitas vezes é vista pelos alunos como difícil ou complicado.

# **CAPÍTULO 1 – GRANDEZAS E UNIDADES DE MEDIDA: UM POUCO DE HISTÓRIA**

Para melhor entendermos a álgebra de grandezas e a análise dimensional, é preciso saber definir o que são grandezas. Segundo Rocha-Filho (1988):

“(...)o universo pode ser subdividido em dois: um universo intelectual e um universo físico. O primeiro abarca todas as coisas que são manifestações de atividades sociais do homem. Já o segundo abarca todas as coisas que são manifestações de atividades físicas, químicas e biológicas da natureza (...)” (ROCHA-FILHO, 1988, p.9)

Quando algo puder ser descrito matematicamente, Rocha-Filho (1988) relaciona essa grandeza ao universo físico. Uma grandeza, segundo o mesmo autor, é um atributo de uma coisa do universo físico que pode ser quantificado; Esta quantificação de uma grandeza leva a necessidade de uma unidade de medida. Essa seria a referência usada quando desejamos comparar a magnitude dessa referência com a do objeto que desejamos mensurar. Definir essa referência (unidade de medida) de forma clara e objetiva é essencial para uma boa comunicação.

Exemplificando o que foi dito acima, caso um visitante de outro local nos informasse que a altura de um muro é de 8 “plitches”, seria totalmente irrelevante caso não soubéssemos o que seja a unidade “plitch”. Por outro lado, se esse visitante nos informasse que a altura é de 3 metros, sabendo a definição do que é um metro, saberíamos que essa altura seria três vezes maior que metro.

Segundo Rocha-Filho (1988), na antiguidade diversas comunidades usavam unidades de medida diferentes. Muitas dessas unidades de medidas eram consuetudinárias (baseadas em costumes). Apesar de contribuírem para uma maior diversidade cultural, essas impediam a clareza da comunicação entre comunidades que usassem diferentes unidades de medidas. Para melhor entendimento mútuo era necessário a conversão dos diferentes sistemas de unidades. Normalmente essas conversões levavam a fatores de conversão trabalhosos e inconvenientes, mostrados a seguir.

O cúbito é uma unidade de medida consuetudinária que se baseia no comprimento que começa do cotovelo até o dedo do meio estendido. Já o côvado real egípcio (524mm) é um comprimento maior que um braço normal. Os gregos da antiguidade utilizavam o dedo (19,3mm) para mensurar comprimento. dezesseis dedos correspondiam a um pé e vinte e quatro dedos correspondiam a um côvado olímpico. A conversão de unidades dentro do sistema de medidas da antiguidade grego é mais trabalhosa do que o sistema métrico atual. Para exemplo de comparação, a conversão de cento e vinte e oito côvados olímpicos em dedos é mais trabalhosa do que a conversão de cento e vinte e oito quilômetros em metros.

O uso do sistema métrico também auxilia na interconversão de diferentes unidades de medida. Por ser um sistema unificado atualmente, é possível obter informações de unidades em diferentes sistemas de medida com grande facilidade. Através dessas informações é mais simples obter as relações entre essas unidades. Por exemplo, para transformar 2 côvados reais egípcios em côvados olímpicos. Usando o sistema métrico, é simples adquirir informações

sobre essas diferentes unidades de medida, 2 côvados egípcios são 1048mm e equivalem a 54,3 dedos que são 1,24 côvados olímpicos.

Na comunidade científica, a unificação do sistema de medida métrico, facilitou muito a troca de informações. Dentro das ciências ter uma reprodutibilidade experimental é fundamental para seu desenvolvimento. A reprodutibilidade experimental é o centro do método científico e ter um sistema de unidades padronizado facilitaria isso.

As unidades de medida, seja na definição, na concordância ou na praticidade têm tido um papel crucial no comportamento humano até a atualidade. Sistemas diferentes de unidades de medida costumavam ser bem comuns na antiguidade. Analisando as unidades de medida historicamente, primeiro por conveniência e, depois, por necessidade, consideramos que essas evoluíram e continuam evoluindo de forma a alcançarmos uma determinada padronização. Nos tempos antigos tivemos muitas unidades consuetudinárias (surgiram por decorrência de costumes) essas unidades foram evoluindo ou sendo substituídas para um sistema padrão e planejado.

De acordo com o Escritório Internacional de Pesos e Medidas – BIPM (s/d-A) (em francês: *Bureau international des poids et mesures*), o sistema métrico foi implementado pela primeira vez durante a revolução francesa (1790) tendo apenas o quilograma e o metro como padrões. Em 1860, cientistas britânicos, trabalhando na Associação Britânica para o Avanço da Ciência, fundaram as bases para um sistema coerente baseado em comprimento, massa e tempo. Houve a elaboração das unidades elétricas no século XIX quando Giorgi identificou a necessidade de definir a quantidade elétrica junto às três quantidades originais. Em 1875, o tratado do metro determinou o protótipo do quilograma e metro como padrões internacionais. Em 1921, o tratado havia sido estendido para incluir as medidas físicas, e em 1960, o sistema internacional de unidades foi publicado.

O sistema métrico foi desenvolvido em 1791, por um grupo de cientistas que foi comissionado pela “Assemblée Nationale” e por Luis XVI da França para criar um sistema racional e unificado de medidas. de acordo com Escritório Internacional de Pesos e Medidas (BIPM , s/d-B), O grupo incluía Antoine-Laurent Lavoisier e os matemáticos Pierre-Simon Laplace e Adrien-Marie Legendre. Em 1º de agosto de 1793, a convenção nacional adotou o novo sistema decimal metro como unidade de comprimento, assim como outras unidades de medidas decimais com definições e termos.

Em 1932, Carl Friedrich Gauss definiu implicitamente um sistema coerente de unidades, quando ele mediu o campo magnético terrestre em unidades absolutas definidas em termo de milímetros, gramas e segundos. Em 1860, James Cler Maxwell e William Thompson (mais tarde Lord Kelvin) trabalharam juntamente com a Associação Britânica para o Avanço da Ciência e formularam o conceito de um sistema de unidades coerente com unidades de base e unidades derivadas (BIPM, s/d- A).

No século XIX, tentativas de produzir um sistema de unidades elétricas foram cercadas por dificuldades. Nessa época, existiam três sistemas de unidades de medida diferentes para medidas elétricas – um sistema baseado no CGS para medidas eletrostáticas (também conhecidos como sistema gaussiano), um sistema CGS baseado num sistema eletromecânico e um sistema baseado no MKS (o “sistema internacional”) para distribuição elétrica dos sistemas. Em 1900, Giovanni Giorgi publicou que ele havia usado uma quarta unidade de base ao longo das três unidades de base. A quarta unidade poderia ter sido corrente elétrica ou voltagem ou resistência elétrica (IEC (2012)). No final do século XIX e no início do século XX, as unidades de medida utilizadas eram o “cavalo vapor” para potência, o Darcy para permeabilidade e milímetros de mercúrio como medidos no barômetro ou na pressão



sanguínea. Todas essas unidades incorporam a gravidade dentro de suas definições, mas eram sistemas não coerentes uns com os outros. (BIPM, s/d-A).

Ao final da segunda Guerra mundial, a quantidade de sistemas de diferentes unidades de medida no mundo era enorme. Algumas dessas eram apenas variações do sistema métrico, enquanto outras eram baseadas em um sistema consuetudinário de medida. Ficou nítida a necessidade de uma promoção de um sistema mundial de medidas. Representantes da União Internacional de Física Pura e Aplicada (IUPAP) e o governo francês, pediram, na 9ª Conferencia Geral de Pesos e Medidas (CGPM), em 1948, que o Comitê Internacional de Pesos e Medidas (CIPM) conduzissem um estudo internacional das necessidades de medidas das comunidades científicas, técnicas e educacionais (BIPM, s/d-C).

Baseado na pesquisa desses estudos, na décima Conferencia Geral de Pesos e Medidas (CGPM) em 1954, decidiram-se que o sistema internacional deveria ser derivado de seis unidades de base, de modo a contemplar as medidas de temperatura e radiação ótica, em adição às quantidades mecânicas e eletromagnéticas. As seis unidades de base a serem recomendadas foram o metro, quilograma, segundo, ampère, graus kelvin (mais tarde renomeado para kelvin) e candela. Em 1960, na 11ª CGPM foi nomeado o Sistema Internacional de Unidades, abreviado como SI, e de acordo com a BIPM (2012), em 1971, na 14ª CGPM uma sétima unidade de base foi adicionada, o mol. (BIPM, s/d-D).

## CAPÍTULO 2 – GRANDEZAS E UNIDADES DE MEDIDA: UNIDADES E

### PREFIXOS

O Sistema Internacional de Unidade de Medida consiste de um grupo de unidades de base em um grupo de unidades derivadas. Alguns desses carregam nomes especiais e estão em um grupo baseado em multiplicadores decimais denotados como prefixos. O termo “Unidades SI” incluem essas três categorias.

#### Grandezas e Unidades de medida Unidades de base

As unidades de base são os blocos que fundamentam toda a base do SI – todas as unidades de medida podem ser derivadas dessas unidades de base. Quando Maxwell introduziu o conceito de sistema coerente, ele identificou três quantidades que poderiam ser usados como unidades de base – massa, comprimento e tempo. Giorgi mais tarde identificou a necessidade de uma unidade de base elétrica. De acordo com Rocha-Filho (1988), Instituto Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial Brasileiro - INMETRO (s/d) e Chester (1975) as outras três unidades de base foram adicionadas depois. Essas informações foram organizadas conforme a tabela abaixo:

Nome da unidade	Símbolo da unidade	Quantidade	Definição resumida	Símbolo dimensional
Metro	m	comprimento	<b>Original</b> (1793) 1/10000000 do meridiano sobre Paris entre o Polo Norte até o Equador.	L
			<b>Atual</b> (1983) O metro é o comprimento do trajeto percorrido pela luz no vácuo durante um intervalo de tempo de 1/299 792 458 de segundo	
Quilograma	kg	Massa	<b>Original</b> (1793): era a massa de um cubo de água puro no seu ponto de fusão.	M
			<b>Atual</b> (1889): é igual à massa do protótipo internacional do quilograma (um artefato feito especialmente de platina iridiada, é conservado no BIPM -Escritório Internacional de Pesos e Medidas- na condições especificadas pela 1ª CGPM -	

			Conferência Geral de Pesos e Medidas - em 1889)	
Segundo	s	Tempo	<p><b>Original</b>(medieval): 1/86400 do dia</p> <p><b>Atual</b> (1967) O segundo é a duração de 9 192 631 770 períodos da radiação correspondente à transição entre os dois níveis hiperfinos do estado fundamental do átomo de cézio 133.</p>	T
Ampere	A	Corrente elétrica	<p><b>Original</b> (1881): Um décimo da corrente eletromagnética nas unidades CGS (centrimetro-grama-segundo). A unidade emu de corrente é a corrente fluindo em um arco de 1cm de comprimento em um círculo de 1 cm de raio criando um campo de 1 oersted no centro.</p> <p><b>Atual</b> (1946): O ampère é a intensidade de uma corrente constante que, mantida em dois condutores paralelos, retilíneos, de comprimento infinito, de seção circular desprezável e colocados à distância de 1 metro um do outro no vazio, produziria entre estes condutores uma força igual a <math>2 \times 10^{-7}</math> newton por metro de comprimento</p>	I
Kelvin	K	Temperatura termodinâmica	<p><b>Original</b> (1743) é a escala em centígrado, obtida por assinalar o 0° do ponto de congelamento da água a 100° do ponto de ebulição da água</p> <p><b>Atual</b> (1967) A fração de 1/273.16 da temperatura termodinâmica do ponto triplo da água</p>	Θ
Mol	mol	Quantidade de matéria	<p><b>Original</b> (1900): o peso molecular de uma substância em massa-gramas</p> <p><b>Atual</b> (1967): é a quantidade de matéria de um sistema</p>	N

			contendo tantas entidades elementares quantos os átomos que existem em 0,012 quilograma de carbono 12. Quando se utiliza mol, as entidades elementares devem ser especificadas e podem ser átomos, moléculas, íons, elétrons, outras partículas ou agrupamentos especificados de tais partículas.	
Candela	cd	Intensidade luminosa	<b>Original</b> (1946): o valor de uma vela nova em que o brilho de um radiador a temperatura de solidificação da platina é 60 velas novas por centímetro quadrado	J
			<b>Atual</b> (1979): É a intensidade luminosa, dada em uma determinada direção, de uma fonte de luz monocromática com frequência de $540 \times 10^{12}$ hertz e que essa intensidade radiante esteja na direção de 1/683 watt por ângulo sólido.	

### Grandezas e Unidades de medida: Unidades derivadas

As unidades derivadas são formadas da multiplicação e divisão das sete unidades de base e outras unidades derivadas. Por exemplo a unidade derivada da velocidade é metro por segundo (símbolo m/s). Algumas unidades derivadas tem nomes especiais; por exemplo a unidade de resistência, o ohm (símbolo  $\Omega$ ), é dado unicamente pela relação em que  $\Omega = \text{m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-3} \cdot \text{A}^{-2}$ , que leva a definição de quantidade de resistência elétrica. O radiano e esterorradiano, antes receberam um status especial, mas agora são considerados unidades derivadas sem dimensão.

Segundo Rocha-Filho (1988) e Instituto Nacional de padrões e tecnologia - do inglês: "National Institute of standards and technology" - NIST (s/d-A), podemos agrupar essas unidades na tabela abaixo:

Nome	Símbolo	Quantidade	Relação com outras unidades	Símbolo dimensional
Hertz	Hz	Frequência	1/s	$\text{T}^{-1}$
Radiano	rad	ângulo	m/m	Adimensional
Esferorradiano	sr	ângulo sólido	$\text{m}^2/\text{m}^2$	Adimensional
Newton	N	Força	$\text{kg} \cdot \text{m}/\text{s}^2$	$\text{M} \cdot \text{L} \cdot \text{T}^{-2}$
Pascal	Pa	Pressão, estresse	$\text{N}/\text{m}^2$	$\text{M} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{T}^{-2}$
Joule	J	Energia, trabalho, Calor	$\text{N} \cdot \text{m} = \text{C} \cdot \text{V} =$	$\text{M} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{T}^{-2}$

			W·s	
Watt	W	Potência, fluxo radiante	J/s = V·A	M·L <sup>2</sup> ·T <sup>-3</sup>
Coulomb	C	Carga elétrica ou quantidade elétrica	s·A	T·I
Volt	V	Voltagem, diferença de potencial, força eletromotiva	W/A = J/C	M·L <sup>2</sup> ·T <sup>-3</sup> ·I <sup>-1</sup>
Farad	F	Capacitância elétrica	C/V	M <sup>-1</sup> ·L <sup>-2</sup> ·T <sup>4</sup> ·I <sup>2</sup>
Ohm	Ω	Resistência elétrica, impedância, reatância	V/A	M·L <sup>2</sup> ·T <sup>-3</sup> ·I <sup>-2</sup>
Siemens	S	Condutância elétrica	1/Ω = A/V	M <sup>-1</sup> ·L <sup>-2</sup> ·T <sup>3</sup> ·I <sup>2</sup>
Weber	Wb	Fluxo magnético	J/A	M·L <sup>2</sup> ·T <sup>-2</sup> ·I <sup>-1</sup>
Tesla	T	Força do campo magnético	V·s/m <sup>2</sup> = Wb/m <sup>2</sup> = N/(A·m)	M·T <sup>-2</sup> ·I <sup>-1</sup>
Henry	H	Indutância	V·s/A = Wb/A	M·L <sup>2</sup> ·T <sup>-2</sup> ·I <sup>-2</sup>
Graus celsius	°C	Temperatura relativa ao 273.15 K	K	Θ
Lúmen	lm	Fluxo luminoso	cd·sr	J
Lux	lx	iluminância	lm/m <sup>2</sup>	L <sup>-2</sup> ·J
Becquerel	Bq	Radioatividade (decaimento por tempo)	1/s	T <sup>-1</sup>
Gray	Gy	Dose absorvida (de radiação ionizante)	J/kg	L <sup>2</sup> ·T <sup>-2</sup>
Sievert	Sv	Dose equivalente (de radiação ionizante)	J/kg	L <sup>2</sup> ·T <sup>-2</sup>
Katal	kat	atividade catalítica	mol/s	T <sup>-1</sup> ·N

### Grandezas e Unidades de medidas: Prefixos

Um prefixo pode ser adicionado a unidade para produzir um múltiplo da unidade original. Todos os múltiplos são íntegros da potência de dez e do milésimo múltiplo da unidade original, todos os íntegros estão elevados a potência de 1000. Por exemplo, quilo denota um múltiplo de mil, e mili denota um múltiplo de um milésimo. Dessa forma há mil milímetros em um metro e mil metros em um quilometro. O prefixo nunca é combinado. O prefixo do múltiplo do quilograma são nomeados como se o grama fosse a unidade de base. Um milionésimo do metro é o micrometro, não o “milimilimetro”. Esses dados podem ser tabelados conforme Rocha-Filho (1988) e Instituto Nacional de padrões e tecnologia (NIST, s/d-B) mostram:

Múltiplos	Nome		deca-	hecto-	quilo-	mega-	giga-	tera-	peta-	exa-	zetta-	yotta-
	Símbolo		da	h	k	M	G	T	P	E	Z	Y
	Fator	10 <sup>0</sup>	10 <sup>1</sup>	10 <sup>2</sup>	10 <sup>3</sup>	10 <sup>6</sup>	10 <sup>9</sup>	10 <sup>12</sup>	10 <sup>15</sup>	10 <sup>18</sup>	10 <sup>21</sup>	10 <sup>24</sup>

Frações	Nome		<u>deci-</u>	<u>centi-</u>	<u>milli-</u>	<u>micro-</u>	<u>nano-</u>	<u>pico-</u>	<u>femto-</u>	<u>atto-</u>	<u>zepto-</u>	<u>yocto-</u>
	Símbolo		d	c	m	μ	n	P	f	a	z	y
	Fator	10 <sup>0</sup>	10 <sup>-1</sup>	10 <sup>-2</sup>	10 <sup>-3</sup>	10 <sup>-6</sup>	10 <sup>-9</sup>	10 <sup>-12</sup>	10 <sup>-15</sup>	10 <sup>-18</sup>	10 <sup>-21</sup>	10 <sup>-24</sup>

## CAPÍTULO 3 – PROPOSTAS DE UM NOVO SI:

O comitê internacional de pesos e medidas (CIPM) propôs uma revisão formal nas definições das Unidades de Base da SI, elas estão sendo examinadas dentro da CIPM e podem ser consideradas na 25ª Conferência Geral de Pesos e Medidas (CGPM) em 2014 (KUEHNE, 2011). De maneira resumida, temos que:

“ainda haverá sete unidades de base (segundo, metro, quilograma, ampere, kelvin, mol e candela). Dessas o quilograma, ampere, kelvin e mol serão redefinidos de forma que esses possam definir valores numéricos exatos para constantes diretamente ligadas a essas unidades, como o valor numérico para a constante de Planck, a carga elementar do elétron, a constante de Boltzmann, e a constante de Avogadro, respectivamente. O segundo, metro e candela, já serão definidos com mais algarismos, e então assegurando a continuidade das presentes medidas.”- (KUEHNE, 2011).

Um dos maiores avanços do sistema métrico aconteceu em 1960 (quando o SI foi formado e publicou-se um sistema de unidades coerente). A estrutura do SI se baseia em 7 unidades de base e outras 20 unidades derivadas dessas unidades de base. Apesar das unidades por elas mesmas formarem um sistema coerente, a definição de algumas dessas unidades não são. As propostas que antecedem essa do comitê internacional de pesos e medidas (CIPM) buscavam remediar isso usando certas quantidades fundamentais encontradas na natureza para definir as unidades de base. Isso significa que com a nova proposta da CIPM, por exemplo, que o quilograma protótipo vai deixar de ser usado como uma replica definitiva do quilograma.

### Propostas de um novo SI – breve histórico:

Em 1875, vinte das nações mais desenvolvidas no mundo se reuniram na convenção do metro. O resultado foi a assinatura do tratado do metro em que três órgãos foram organizados para regular a medida das unidades que seriam usadas internacionalmente. De acordo com Escritório Internacional de Pesos e Medidas - do francês: *Bureau international des poids et mesure* – (BIPM, s/d.E) esses três órgãos foram:

- Conferência Geral de Pesos e Medidas (CGPM) - *Conférence générale des poids et mesure* – A conferencia é uma organização intergovernamental que é responsável pelo SI, representada por mais de 50 países, e deve se reunir de quatro em quatro anos. Tem a responsabilidade de assegurar que o SI está amplamente disseminado e atualizado de maneira que reflita os mais atuais avanços da ciência e tecnologia ..
- Comitê Internacional de Pesos e Medidas (CIPM) - *Comité international des poids et mesures*. A CIPM atua sob autoridade da CGPM. Ela sugere a CGPM modificações para o SI.
- Escritório Internacional de Pesos e Medidas (BIPM) - *Bureau international des poids et mesures* –Sob autoridade da convenção do metro, a BIPM ajuda a assegurar a

uniformidade do sistema de medida ao redor do mundo. Também providencia os padrões para as instalações de laboratório. A BIPM possui vários comitês consultores que possuem seus próprios laboratórios nacionais de metrologia. A BIPM é responsável pelas pesquisas relacionadas à medida, por exemplo, mantendo acurada a medição do tempo do dia. Esse órgão é supervisionado pela Comitê Internacional de Pesos e Medidas.

De acordo com JABBOUR (2001), em 1889, a Conferência Geral de Pesos e Medidas (CGPM) recebeu 40 protótipos do metro por uma empresa inglesa. Cada um desses protótipos foi nomeado como um protótipo padrão internacional, outras cópias ficaram retidas na CGPM (como cópias de referência que seriam usadas para estudo) e o resto foi dividido para uso entre os membros das nações para padronização de suas medidas. Em intervalos regulares os protótipos nacionais são calibrados e comparados com o protótipo internacional.

Em 1921, a convenção do metro foi revisada e o mandato da CGPM foi estendido de forma a prover padrões para as unidades de medida, não apenas para massa e comprimento. Segundo BIPM (2006), com o passar dos anos a CGPM ficou com a responsabilidade de providenciar padrões de tempo, corrente elétrica, temperatura, massa molar e luminosidade.

Desde 1960, segundo Mohr (2010), a definição do metro estava definida através de um comprimento de onda da luz muito específico ao invés do protótipo internacional do metro (dois riscos em uma barra de platina e irídio). Dessa forma o único padrão de medida que dependia de um artefato particular tem sido o quilograma. Através dos anos, pequenas variações como  $20 \times 10^{-9} \text{ kg}$  por ano foram detectadas no protótipo internacional. No 21º. encontro da Conferência Geral de Pesos e Medidas (1999), os laboratórios nacionais pediam que fossem investigados novos meios para desvincular a ligação entre o quilograma e seu respectivo artefato. Foi proposto o uso da constante de Planck ( $6.62606 \times 10^{-34} \text{ s}^{-1} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}$ ) para definição mais acurada do quilograma.

Em uma publicação em 2007, o Comitê Internacional de Pesos e Medidas (CIPM) observou que a definição atual de temperatura se provou insatisfatória para temperaturas abaixo de 20K e temperaturas acima de 1300K. Observando que o uso da constante de Boltzmann providenciava uma melhor base para medir a temperatura do que o ponto triplo da água (FISHER, 2007).

No 23º encontro (2007), a CGPM sugeriu que a CIPM investigasse um meio de usar as constantes naturais como base de todas as unidades de medida ao invés de usar artefatos. No encontro de outubro de 2010, a CIPM fez uma nota que:

“através das condições estabelecidas pelo conferência geral no seu 23º. encontro ainda não haviam sido atingidas ainda. Por essa razão a CIPM não propõe nenhuma revisão do SI no tempo presente” – BIPM - 24th meeting of the General Conference on Weights and Measures (2011)

Assim a CIPM decidiu concordar com as novas definições em princípio, mas não implementaram elas até que todos os detalhes estejam finalizados. O próximo encontro da CGPM (25º. Encontro) mudou de data, de 2015 para 2014.

### Propostas de um novo SI – As propostas:

A CCU propôs a adição da velocidade da luz, dessa forma com 4 constantes da natureza tendo seus valores exatos como:

Constante de Planck (h)	$6.62606X \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
Carga elementar (e)	$1.60217X \times 10^{-19} \text{ C}$
Constante de Boltzmann (k)	$1.38065X \times 10^{-23} \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$
Constante de Avogrado ( $N_A$ )	$6.02214X \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

(um “X” no final do numero demonstra que um ou mais dígitos ainda apresenta divergência na determinação experimental)

Essas constantes foram definidas em 2006, estabelecidas no manual SI. É proposto que os valores numéricos associados as seguintes constantes da natureza permaneça inalterado. A velocidade da luz (c) é exatamente 299792458 metros por segundo. O estado padrão da frequência de espalhamento hiperfino do átomo de césio-133 -  $\Delta\nu(^{133}\text{Cs})_{\text{hfs}}$  – é exatamente 9192631770 hertz (Hz). A eficácia luminosa  $K_{\text{cd}}$  da radiação monocromática da frequência  $540 \times 10^{12}$  é exatamente 683 lúmen por watt ( $\text{lm}\cdot\text{W}^{-1}$ ).

As sete definições anteriores podem ser reescritas após converter suas unidades derivadas (Joule, coulomb, hertz, lúmen e watt) nas sete unidades de base (segundo, metro, quilograma, ampere, kelvin, mol e candela). Conforme a tabela abaixo. O símbolo sr determina a unidade adimensional de ângulo sólido.

$\Delta\nu(^{133}\text{Cs})_{\text{hfs}}$	$9192631770 \text{ s}^{-1}$
$c$	$299792458 \text{ s}^{-1}\cdot\text{m}$
$h$	$6.62606X \times 10^{-34} \text{ s}^{-1}\cdot\text{m}^2\cdot\text{kg}$
$e$	$1.60217X \times 10^{-19} \text{ s}\cdot\text{A}$
$k$	$1.38065X \times 10^{-23} \text{ s}^{-2}\cdot\text{m}^2\cdot\text{kg}\cdot\text{K}^{-1}$
$N_A$	$6.02214X \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
$K_{\text{cd}}$	$683 \text{ s}^3\cdot\text{m}^{-2}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{cd}\cdot\text{sr}$

Em adição, o CCU propôs que o protótipo internacional quilograma seja aposentado e que a definição atual do quilograma seja abolida. (assim como a definição atual de ampère e kelvin). A definição atual do mol está sendo revisada. E essas mudanças têm o efeito de redefinir as unidades de base do SI, através das constantes acima.

### Propostas de um novo SI – um paralelo:

De acordo com MILLS (2010), foi proposto no texto que as definições de todas as unidades de base sejam todas redefinidas ou reescritas. A definição atual (2008) e a proposta (2014) estão colocadas abaixo; em muitos casos o dígito final da constante ainda precisa de entrar em acordo, por isso foi representada com um “X”.

Unidade	Definição atual	Definição proposta
Segundo	O <i>segundo</i> é a duração de 9192631770 da radiação correspondente a transição entre os dois níveis hiperfinos do estado	O <i>segundo</i> , s, é a unidade de tempo, de magnitude estabelecida fixando se o valor numérico da frequência da transição no nível



	padrão do átomo de césio-133.	hiperfino do átomo de césio-133 no estado padrão, na temperatura de 0k, que equivale a exatamente 9192631770 quando expresso em unidades $s^{-1}$ , equivalendo a Hz.
Metro	O <i>metro</i> é o comprimento do caminho percorrido pela luz no vácuo durante o intervalo de tempo de 1/299792458 do segundo.	O <i>metro</i> , m, é a unidade de medida do comprimento. Sua magnitude é estabelecida fixando o valor numérico da velocidade da luz no vácuo sendo exatamente igual 299792458 quando expresso nas unidades de $m.s^{-1}$ .
Quilograma	O <i>quilograma</i> é a unidade massa; e é igual a massa do protótipo internacional do quilograma.	O <i>quilograma</i> , kg, é a unidade de massa; sua magnitude é estabelecida, fixando-se o valor numérico da constante de Planck sendo igual a $6.62606 \times 10^{-34}$ quando expresso nas unidades de $s^{-1} \cdot m^2 \cdot kg$ , o que equivale a J.s.
Ampere	O <i>ampere</i> é uma constante elétrica que, se mantida em dois condutores paralelos de comprimento infinito, colocados a um metro de distância no vácuo, produzindo entre eles a força de $2 \times 10^{-7}$ newtons por metro de comprimento.	O <i>ampère</i> , A, é a unidade de corrente elétrica; sua magnitude pode ser determinada fixando se o valor numérico da carga elementar igual a exatamente $1.60217 \times 10^{-19}$ , quando expresso nas unidades de A.s, que equivale ao C.
Kelvin	O <i>kelvin</i> , unidade da temperatura termodinâmica, é a fração de 1/273,16 da temperatura termodinâmica do tempo triplo da água.	O <i>kelvin</i> , K, é a unidade da temperatura termodinâmica, sua magnitude é estabelecida fixando-se o valor numérico da constante de Boltzmann sendo exatamente igual a $1.38065 \times 10^{-23}$ quando expresso nas unidades de $s^{-2} \cdot m^2 \cdot kg \cdot K^{-1}$ , que equivale a $J \cdot K^{-1}$ .
Mol	O <i>mol</i> é a quantidade de substância de um sistema que contem tantas unidades elementares quanto aos átomos de 0,012 quilogramas de carbono 12. Quando o mol for usado as entidades elementares precisam ser especificadas e podem ser	O <i>mol</i> , mol, é a unidade de medida da quantidade de substância de uma entidade elementar específica, podendo ser um átomo, molécula, íon, elétron, qualquer outra partícula ou um grupo específico de tais partículas; sua magnitude é estabelecida

	átomos, moléculas, íons, elétrons outras partículas ou grupo específico de partículas.	fixando-se o seu valor numérico a constante de Avogrado que é exatamente igual a $6.02214 \times 10^{23}$ quando expressa em unidades de $\text{mol}^{-1}$ .
Candela	A <i>candela</i> é a intensidade luminosa, em uma dada direção, em que a fonte da luz monocromática emite radiação de frequência $540 \times 10^{12}$ Hz e é a intensidade radiante naquela direção de 1/683 watt por ângulo sólido.	A <i>candela</i> , cd, é a unidade intensidade luminosa dada em determinada direção; sua magnitude é estabelecida fixando- se o valor numérico da eficácia luminosa de radiação monocromática de frequência $540 \times 10^{12}$ Hz sendo igual a exatamente 683 quando expressa nas unidades de $\text{s}^3 \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{cd} \cdot \text{sr}$ , ou $\text{cd} \cdot \text{sr} \cdot \text{W}^{-1}$ , que equivale a $\text{lm} \cdot \text{W}^{-1}$ .

Analisando a tabela acima vemos que a definição proposta do *segundo*, do *metro* e da *candela* são efetivamente a mesma do que a definição atual, a única diferença é que as duas primeiras terão sua determinação em condições mais rigorosas e a *candela* é apenas fraseada de maneira diferente.

O Quilograma irá passar por uma mudança fundamental. A definição atual de quilograma é a massa do protótipo internacional do quilograma. Uma consequência dessa mudança é que a nova definição torna o quilograma dependente da definição do segundo e do metro.

O Ampere também está caminhando para uma enorme mudança. A definição de corrente, pela sua grande dificuldade de determinação com alta precisão prática, será substituída por uma definição mais intuitiva e mais fácil de se determinar experimentalmente. Em consequência a nova definição do Ampere não será dependente das definições do quilograma e do metro. Em adição, ao fixar a carga elementar a um determinado valor, a permeabilidade do vácuo, a permissividade do vácuo e a impedância no espaço livre, que são exatas assim como a velocidade da luz, irão todas carregar um erro experimental.

A definição de Kelvin é outra unidade que irá sofrer mudança fundamental, se a proposta for aceita. Ao invés de fixar a escala de temperatura aos pontos onde a água muda de estado, a proposta recomenda propõe o uso da energia equivalente dada pela equação de Boltzmann. Uma consequência dessa mudança é que a nova definição faz com que a definição de Kelvin seja dependente da definição de segundo, metro e quilograma.

A definição atual do mol se liga à definição do quilograma. A definição proposta irá romper com essa ligação, tornando o mol um numero específico de entidades da substância em questão. Uma consequência dessa mudança é que na definição proposta a relação entre a massa do átomo de  $^{12}\text{C}$ , a unidade de massa –u, o quilograma e o número de Avogrado não serão mais validos.

## CAPÍTULO 4 – ANÁLISE DIMENSIONAL:

O método da análise dimensional é utilizado não apenas em conversão de unidades, mas também nas situações onde há um excesso de cálculos sequenciais (como em estequiometria). Infelizmente esse método ainda é pouco utilizado no Brasil. Pois é conhecido por poucos, a grande maioria dos alunos opta por realizar a “regra de três”, apesar de sua popularidade ser maior, pode acabar por atrapalhar a resolução ao invés de ajudar. (SANTOS, 2012)

### Conceitos iniciais:

Primeiro é importante relembrar que um número não se altera se multiplicarmos por uma fração equivalente a um. Por exemplo, se pegarmos o número 2, e multiplicarmos por uma fração equivalente a um, por exemplo  $\frac{5}{5}$  (uma fração que equivale a um). Se multiplicarmos 2, por  $\frac{5}{5}$ , o resultado vai continuar sendo 2.

$$2 \cdot \frac{5}{5} = 2$$

Pois o cinco do denominador cancelará com o cinco do numerador e continuará dando o resultado 2. Da mesma forma, um número também não se altera se multiplicarmos por uma série de frações equivalentes a 1. Por exemplo se multiplicarmos o mesmo 2 acima, por várias frações equivalentes a um, como  $\frac{5}{5}$ ,  $\frac{18}{18}$ ,  $\frac{1278}{1278}$  e assim por diante, o resultado final continuará sendo 2.

$$2 \cdot \frac{5}{5} \cdot \frac{18}{18} \cdot \frac{1278}{1278} = 2$$

### Fator identidade

Segundo Silva e Rocha-Filho (2007), na análise dimensional, o fator identidade é um fator onde o numerador equivale ao denominador, levando a unidade. Existindo uma equivalência, existem dois fatores identidade que levam a unidade. Exemplificando através de um conhecimento comum, sabe-se que 1 quilômetro correspondem a 1000 metros, ou seja:

$$1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$$

Se dividirmos os dois termos dados dessa igualdade por 1 km, encontraremos que:

$$\frac{1 \text{ km}}{1 \text{ km}} = \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}}$$

O termo da esquerda (1km/1km) pode ser simplificado e igualado a unidade pois:

$$\frac{1 \text{ km}}{1 \text{ km}} = 1$$

Dessa forma temos nosso primeiro fator unitário ou fator identidade:

$$\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} = 1$$

O segundo fator pode ser encontrado, partindo novamente do conhecimento inicial que um quilometro equivale a mil metros.

$$1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$$

Se dividirmos os dois termos lados dessa igualdade por 1000 m dessa vez, encontraremos que:

$$\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} = \frac{1000 \text{ m}}{1000 \text{ m}}$$

O termo da direita (1000m/1000m) pode ser simplificado e igualado a unidade pois:

$$\frac{1000 \text{ m}}{1000 \text{ m}} = 1$$

Dessa forma temos o segundo fator unitário ou fator identidade:

$$\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 1$$

Então partindo da condição de que um quilômetro equivale a mil metros, temos dois fatores unitários ou fatores identidades:

$$\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \text{ e } \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}}$$

Esses fatores identidade são importantes para conversão pois eles fazem o mesmo papel da fração que equivale a um. Se multiplicarmos um ou mais fatores unitários encontraremos um valor equivalente ao inicial. Exemplificando, se tivermos doze quilômetros e multiplicarmos pelo segundo fator identidade encontrado (1000 m / 1 km), teremos:

$$12 \text{ km} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}}$$

Resolvendo essa conta algebricamente, temos 12000. Porém ao realizarmos a mesma álgebra nas unidades, observamos que os quilômetros podem ser cancelados, sobrando assim o metro como unidade final.

$$12 \text{ km} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 12000 \text{ m}$$

O resultado obtido, 12000 metros, é obtido sem realizar nenhuma conta excessiva. E pode se converter doze quilômetros em metros com bastante praticidade.

### Análise dimensional

É comum que problemas numéricos ofereçam dados com diferentes unidades de medida. É importante ressaltar que só podemos somar ou subtrair dois números se estes tiverem a mesma dimensão, tiverem a mesma natureza. Somar rodas com rodas, sapatos com sapatos...

$$\begin{aligned} 3 \text{ rodas} + 6 \text{ rodas} &= 9 \text{ rodas} \\ 9 \text{ sapatos} + 10 \text{ sapatos} &= 19 \text{ sapatos} \\ 15 \text{ x} + 3 \text{ x} &= 18 \text{ x} \end{aligned}$$

Grandezas com unidades diferentes não podem ser somadas ou subtraídas. Não é possível somar 5 laranjas com 3 macacos, assim como não podemos somar 30 mols com 10s. Não há significado nessa operação descrita, seria como dizer que uma pessoa de 30 anos por possuir 10 reais deve correr 40 quilômetros por hora. Só é possível somar e subtrair grandezas de mesma unidade.

Como observado nos casos anteriores, as medidas contêm duas partes: um valor numérico e uma unidade de medida correspondente, como exemplo:

$$90 \text{ gramas}; 4,84 \text{ litros}; 4,20 \text{ atm}$$

Nesse exemplo, os valores numéricos observados são respectivamente: 90; 4,84; 4,20. E as unidades correspondentes são o grama, litros e atm.

Através da análise dimensional se pode ter noção das unidades dos números durante operações matemáticas. Dizendo se a resposta calculada é razoável ou não. Segundo Silva e Rocha-Filho (2007), havendo cuidado em representar corretamente os valores da grandeza, o método da análise dimensional tem duas vantagens. A primeira é que as unidades da grandeza calculada são obtidas automaticamente e a segunda é que caso haja um erro cometido dentro do cálculo esse é facilmente detectado, já que as unidades da resposta não estarão de acordo com a grandeza calculada.

A análise dimensional é uma técnica que se baseia em fatores de conversão. Uma melhor compreensão destes facilita a resolução de problemas do cotidiano. Por exemplo para determinar quantos cm equivalem 12,5 polegadas, sabendo que 1 polegada é 2,54cm. A resposta pode ser obtida através de uma regra de três simples:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ polegada} & - & 2,54 \text{ cm} \\ 12,5 \text{ polegadas} & - & x \end{array}$$

Obtendo assim:

$$x = \frac{2,54\text{cm} * 12,5 \text{ polegada}}{1 \text{ polegada}} = 31,74 \text{ cm}$$

Ou:

$$x = \left( \frac{2,54\text{cm}}{1 \text{ polegada}} \right) . 12,5 \text{ polegadas} = 31,74 \text{ cm}$$

Nota-se que a unidade de polegada é cancelada. Esse problema configura-se na conversão da unidade de comprimento polegada para centímetro (cm). Como existe a definição que:

$$2,54\text{cm} = 1 \text{ polegada}$$

Essa igualdade matemática pode ser dividida, em ambos os lados, por um outro comprimento qualquer sem deixar de ser uma igualdade. Assim se for dividida por 1 polegada, temos que:

$$\left( \frac{2,54\text{cm}}{1 \text{ polegada}} \right) = \left( \frac{1 \text{ polegada}}{1 \text{ polegada}} \right)$$

Ou seja:

$$\left( \frac{2,54\text{cm}}{1 \text{ polegada}} \right) = 1$$

Dessa forma, encontramos o que é chamado de identidade. Notando a resolução do problema em que converte-se 12,5 polegadas em centímetros, multiplicando 12,5 polegadas com a 2,54 cm/polegada, a unidade polegada é cancelada, obtendo-se o comprimento em cm. Isto é, o comprimento expresso em polegadas está sendo multiplicado pela identidade e, consequentemente, convertido em cm. Nessa identidade,  $\left( \frac{2,54\text{cm}}{1 \text{ polegada}} \right)$  faz o papel de um fator de conversão.

Agora, caso a igualdade: 2,54cm = 1 polegada fosse dividida por 2,54 cm, então teríamos que:

$$\left(\frac{2,54\text{cm}}{2,54\text{cm}}\right) = \left(\frac{1 \text{ polegada}}{2,54\text{cm}}\right)$$

Ou seja:

$$1 = \left(\frac{1 \text{ polegada}}{2,54\text{cm}}\right)$$

Dessa forma encontramos outra identidade que pode ser usada como fator de conversão para saber quantas polegadas existem em 115 cm.

$$x = 115\text{cm} \cdot \left(\frac{1 \text{ polegada}}{2,54\text{cm}}\right) = 42,27 \text{ polegadas}$$

Portanto encontramos a partir de uma igualdade, dois fatores de conversão que são recíprocos um do outro. Em outro exemplo deseja-se saber quantos segundos existem em 35 anos. Considerando que 1 ano tenha 365 dias, 1 dia tenha 24 horas, 1 hora tenha 60 minutos e 1 minuto 60 segundos.

É preciso focar em qual unidade de medida deve ser dada a resposta. A resposta deve ser dada em *Segundos*. Partindo de 35 anos temos assim:

$$35 \text{ anos} \times \frac{365 \text{ dias}}{1,0 \text{ ano}} \times \frac{24 \text{ h}}{1,0 \text{ dia}} \times \frac{60 \text{ min}}{1,0 \text{ h}} \times \frac{60 \text{ s}}{1,0 \text{ min}} = 1103760000\text{s}$$

Todas as unidades se cancelam com exceção dos segundos. Obtendo o resultado. Um importante fato na análise dimensional é que qualquer operação matemática realizada em uma unidade, deve também estar associada a seu número.

Realizando o mesmo exercício através da regra de três, temos:

$$\begin{cases} 1 \text{ ano} \rightarrow 365 \text{ dias} \\ 35 \text{ anos} \rightarrow x \end{cases}$$

$$\begin{aligned} 1 \cdot x &= 365 \cdot 35 \\ x &= 12775 \text{ dias} \end{aligned}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ dia} \rightarrow 24 \text{ horas} \\ 12775 \text{ dias} \rightarrow x \end{cases}$$

$$\begin{aligned} 1 \cdot x &= 12775 \cdot 24 \\ x &= 306600 \text{ horas} \end{aligned}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ hora} \rightarrow 60 \text{ minutos} \\ 306600 \text{ horas} \rightarrow x \end{cases}$$

$$\begin{aligned} 1 \cdot x &= 306600 \cdot 60 \\ x &= 18396000 \text{ minutos} \end{aligned}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ minuto} \rightarrow 60 \text{ segundos} \\ 18396000 \text{ minutos} \rightarrow x \end{cases}$$

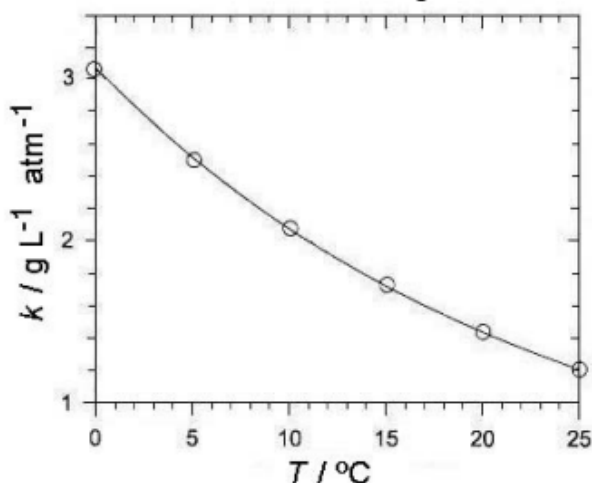
$$\begin{aligned} 1 \cdot x &= 18396000 \cdot 60 \\ x &= 1103760000 \text{ segundos} \end{aligned}$$

Consegue-se o mesmo resultado. Porém de modo um pouco mais extenso. Levando em consideração que o aluno já tenha organizado as unidades para o devido cálculo de grandezas, a álgebra que deverá ser realizada pelo estudante se torna simplesmente:

$$35 \times 365 \times 25 \times 60 \times 60s = 1103760000s$$

Um ultimo exemplo interessante da análise dimensional seria no exercício abaixo, retirado de FUVEST (2006):

**70** A efervescência observada, ao se abrir uma garrafa de champanhe, deve-se à rápida liberação, na forma de bolhas, do gás carbônico dissolvido no líquido. Nesse líquido, a concentração de gás carbônico é proporcional à pressão parcial desse gás, aprisionado entre o líquido e a rolha. Para um champanhe de determinada marca, a constante de proporcionalidade ( $k$ ) varia com a temperatura, conforme mostrado no gráfico.



Uma garrafa desse champanhe, resfriada a 12 °C, foi aberta à pressão ambiente e 0,10 L de seu conteúdo foram despejados em um copo. Nessa temperatura, 20% do gás dissolvido escapou sob a forma de bolhas. O número de bolhas liberadas, no copo, será da ordem de

- a)  $10^2$
- b)  $10^4$
- c)  $10^5$
- d)  $10^6$
- e)  $10^8$

Gás carbônico:  
 Pressão parcial na garrafa de  
 champanhe fechada, a 12 °C .....6 atm  
 Massa molar ..... 44 g/mol  
 Volume molar a 12°C e  
 pressão ambiente ..... 24 L/mol  
 Volume da bolha a 12°C e  
 pressão ambiente .....  $6,0 \times 10^{-8}$  L

A luz dos dados acima, podemos interpretar cada dado e arranjar esses em fatores de conversão:

		Valor	Interpretação	Fator de conversão
1	Temperatura	12°.C	-	12°.C
2	Pressão parcial do CO <sub>2</sub>	12 atm	-	12 atm (CO <sub>2</sub> )
3	Volume de champanhe	0,10 L	-	0,10 L (champanhe)
4	Porcentagem do gás que viram bolhas	20% (do gás em forma de bolhas)	Para cada 100L de gás dissolvido (CO <sub>2</sub> ), 20L se tornam bolhas.	$\frac{20L \text{ (bolhas)}}{100L \text{ (CO}_2\text{)}}$
5	Massa molar do CO <sub>2</sub>	44g/mol	Cada 44 gramas (CO <sub>2</sub> ) tem 1 mol (CO <sub>2</sub> )	$\frac{44g \text{ (CO}_2\text{)}}{1 \text{ mol (CO}_2\text{)}}$
6	Volume molar	24L/mol	Cada 24 L (CO <sub>2</sub> ) tem 1 mol (CO <sub>2</sub> )	$\frac{24L \text{ (CO}_2\text{)}}{1 \text{ mol (CO}_2\text{)}}$
7	Volume de cada bolha a 12°.C	6x10 <sup>-8</sup> L	A 12°.C, cada bolha tem 6x10 <sup>-8</sup> L	$\frac{1 \text{ bolha}}{6x10^{-8} L \text{ (bolha)}.12^\circ C}$
8	Constante de proporcionalidade a 12°.C (k)	2 g.L <sup>-1</sup> .atm <sup>-1</sup>	De acordo com texto, “a concentração de gás (g/L) é proporcional a pressão parcial (atm)”	$\frac{2g \text{ (CO}_2\text{)}}{1L \text{ (champanhe)}.1atm \text{ (CO}_2\text{)}}$

Como queremos descobrir quantas de bolhas teremos, podemos usar temos a unidade de medida apenas em bolhas. Partindo do fator de conversão 7. Podemos organizar da seguinte forma:

$$\frac{1 \text{ bolha}}{6x10^{-8} L \text{ (bolha)}.12^\circ C} \cdot \frac{12^\circ C}{1} \cdot \frac{20 L \text{ (bolha)}}{100L \text{ (CO}_2\text{)}} \cdot \frac{24L \text{ (CO}_2\text{)}}{1 \text{ mol(CO}_2\text{)}} \cdot \frac{1 \text{ mol(CO}_2\text{)}}{44g \text{ (CO}_2\text{)}} \cdot \frac{2g \text{ (CO}_2\text{)}}{1 L \text{ (champanhe)}.1atm} \cdot \frac{0,1L \text{ (champanhe)}}{1} \cdot \frac{6 atm}{1}$$

Cancelando as unidades:



$$\frac{1 \text{ bolha}}{6 \times 10^{-8} \text{ L (bolha)} \cdot 12^\circ \text{C}} \cdot \frac{12^\circ \text{C}}{1} \cdot \frac{20 \text{ L (bolha)}}{100 \text{ L (CO}_2\text{)}} \cdot \frac{24 \text{ L (CO}_2\text{)}}{1 \text{ mol (CO}_2\text{)}} \cdot \frac{1 \text{ mol (CO}_2\text{)}}{44 \text{ g (CO}_2\text{)}} \cdot \frac{2 \text{ g (CO}_2\text{)}}{1 \text{ L (champanhe)} \cdot 1 \text{ atm}} \cdot \frac{0,1 \text{ L (champanhe)}}{1} \cdot \frac{6 \text{ atm}}{1}$$

Ficamos assim com a seguinte álgebra:

$$\frac{1 \text{ bolha}}{6 \cdot 10^{-8} \cdot 12} \cdot \frac{12}{1} \cdot \frac{20}{100} \cdot \frac{24}{1} \cdot \frac{1}{44} \cdot \frac{2}{1} \cdot \frac{0,1}{1} \cdot \frac{6}{1} = 2181818,182 \text{ bolhas} = 2 \cdot 10^6 \text{ bolhas}$$

## CAPÍTULO 5 – METODOLOGIA DO TCC

Visto as vantagens da análise dimensional. O objetivo desse TCC é ver como os cálculos de grandeza podem ser usados para propor uma resolução por análise dimensional ao invés de regra de três, ou como esses cálculos poderiam ser usados em resoluções que favorecem uma memorização de fórmulas ou etapas.

Dentre os livros aprovados pelo PNLD 2012, decidiu-se analisar a quinta edição do livro lançado pelos autores Tito e Canto, por ser a edição mais recente desses autores. Realizando assim a análise baseada na 5ª. edição da editora moderna plus – posterior a edição aprovada pelo PNLD 2012. A luz da observação acima, foram examinados os seguintes livros e capítulos:

Livro	Autores	Capítulos analisados
Química – Meio ambiente – Cidadania – tecnologia. Editora FTD	Martha Reis	<b>Volume 2:</b> Unidade I – Umidade relativa do ar: Textos de abertura; Teoria cinética dos gases; Equação geral dos gases; Misturas gasosas; Cálculo estequiométrico; Rendimento e pureza. Unidade II – Poluição da água: Textos de abertura; Expressões físicas de concentração; Concentração em quantidade de matéria; Mistura de soluções; Propriedades coligativas. Unidade III - Poluição térmica: Textos de abertura; Reações exotérmicas e endotérmicas; Entalpia-padrão e lei de Hess; Cálculos de variação de entalpia; Cinética Química; Lei da ação das massas. Unidade IV – Corais: Textos de abertura; Equilíbrio dinâmico; Deslocamento de equilíbrios; Equilíbrios iônicos; Produto iônico da água e KPS:. Unidade V– Lixo eletrônico: Textos de abertura; Explorando os textos; Introdução à eletroquímica; Pilhas e baterias; Eletrólise ígnea; Eletrólise em meio aquoso; Eletrodeposição metálica; Leis da eletroquímica.
Química. Editora Scipione	Andréa Horta e Eduardo Fleury	<b>Volume 1:</b> Capítulo 8 – Quantidades nas transformações químicas <b>Volume 2:</b> Capítulo 1- Soluções e solubilidades; Capítulo 2 - Termoquímica: energia nas mudanças de estado físico e nas transformações químicas; Capítulo 3 - Cinética Química: controlando a velocidade das reações químicas;

		<p>Capítulo 4 - Uma introdução ao estudo do equilíbrio químico;</p> <p>Capítulo 5 - Movimento de elétrons: uma introdução ao estudo da eletroquímica;</p> <p>Capítulo 6 - Propriedades coligativas.</p>
<p>SER PROTAGONISTA</p> <p>QUÍMICA</p> <p>Edições SM</p>	<p>Julio Cesar Foschini</p> <p>Lisboa</p>	<p><b>Volume 1:</b></p> <p>Unidade VIII - Contando átomos e moléculas: Relação entre massa e quantidade; Mol: quantidade de matéria.</p> <p>Unidade IX - Estudo dos gases: Os gases e suas transformações.</p> <p>Unidade X - Estequiometria: Relações estequiométricas nas transformações químicas; Rendimento das reações.</p> <p><b>Volume 2:</b></p> <p>Unidade I – Soluções: Dispersões: coloides, suspensões e soluções; Concentração das soluções; Diluição e mistura de soluções; Propriedades coligativas das soluções.</p> <p>Unidade II – Termoquímica: A energia e as transformações químicas da matéria.</p> <p>Unidade III - Cinética Química: A rapidez das reações químicas; Fatores que afetam a rapidez das transformações químicas; Determinação da ordem de reação.</p> <p>Unidade IV - Equilíbrio químico: Reações reversíveis e o estado de equilíbrio; Fatores que afetam o estado de equilíbrio.</p> <p>Unidade V - Equilíbrio em sistemas aquosos: A força dos ácidos e das bases; O produto iônico da água e o pH de soluções aquosas: Hidrólise de sais; Equilíbrios em sistemas heterogêneos.</p> <p>Unidade VI - Transformações químicas que produzem energia: Número de oxidação e balanceamento de reações; Pilhas ou células eletroquímicas; Corrosão de metais.</p> <p>Unidade VII - Eletrolise: energia elétrica gerando transformações químicas; Eletrolise; Aplicações da eletrolise; Aspectos quantitativos de eletrolise.</p>
<p>Química para a nova geração – química cidadã.</p> <p>Editora nova geração.</p>	<p>Eliane Nilvana Ferreira de Castro</p> <p>Gentil de Souza Silva</p> <p>Gerson de Souza Mól</p> <p>Roseli Takako Matsunaga</p> <p>Sálvia Barbosa Farias</p> <p>Sandra Maria de Oliveira Santos</p> <p>Siland Meiry França Dib</p> <p>Wildson Luiz Pereira dos Santos</p>	<p><b>Volume 1:</b></p> <p>Unidade II - Gases, modelos atômicos e poluição atmosférica: Estudo dos gases; Modelos atômicos.</p> <p>Unidade IV - Cálculos químicos e uso de produtos químicos: Unidades utilizadas pelo químico; Cálculos químicos.</p> <p><b>Volume 2:</b></p> <p>Unidade I - Composição e classificação dos materiais, solubilidade, propriedades coligativas e hidrosfera: Soluções, coloides, agregados, concentração e composição; Propriedades da água, solubilidade e propriedades coligativas.</p> <p>Unidade II - Hidrocarbonetos, álcoois, termoquímica, cinética, eletroquímica, energia nuclear e recursos energéticos: Petróleo, Introdução à Química Orgânica, hidrocarbonetos e álcoois; Termoquímica; Cinética Química; Modelos atômicos, radioatividade e energia nuclear;. Oxidorredução e pilhas</p>

		<p>químicas.</p> <p>Unidade III - Substâncias inorgânicas, equilíbrio químico e poluição das águas: Substâncias inorgânicas; Equilíbrio químico.</p> <p><b>Volume 3:</b></p> <p>Unidade II - Metais, pilhas e baterias: Ligação metálica e oxidorredução; Pilhas e eletrólise.</p>
<p>Química na abordagem do cotidiano. Editora moderna</p> <p>5ª. edição</p>	<p>Francisco Miragaia e</p> <p>Eduardo Leite</p>	<p>Volume 1: unidades I: Mol</p> <p>Volume 1: unidades J: Comportamento físico dos gases,</p> <p>Volume 1: unidades K: Estequiometria</p> <p>Volume 2: unidades A: Concentração das soluções</p> <p>Volume 2: unidades B: Propriedades coligativas</p> <p>Volume 2: unidades E: Eletrolise</p> <p>Volume 2: unidades F: Termoquímica</p> <p>Volume 2: unidades H: Equilíbrio químico</p> <p>Volume 2: unidades I: Equilíbrio iônico</p> <p>Volume 2: unidades K: Equilíbrio heterogêneos</p>

## **CAPÍTULO 6 – RESULTADOS**

Dentro das obras aprovadas pelo PNLD 2012, os assuntos de interesse foram separados. Os tópicos mais relevantes foram destacados. Na análise final foram colocadas sugestões de como esses poderiam ser abordados dentro de uma perspectiva da álgebra de grandezas e análise dimensional.

### **QUÍMICA – MEIO AMBIENTE – CIDADANIA – TECNOLOGIA.**

#### **EDITORA FTD – MARTHA REIS. VOLUME 2:**

O conhecimento químico dessa obra busca mostrar como os conceitos químicos são relacionados aos conteúdos Ciência-tecnologia-Sociedade-Ambiente (CTSA). A obra tem uma proposta metodológica clara, em que os conceitos são construídos a partir da leitura, a interpretação, a análise e a discussão de notícias presentes na mídia, especialmente textos jornalísticos e de divulgação científica. Essa obra é dividida em 3 volumes, no volume 2 encontrou-se todos os temas que serão analisados nesse TCC (gases, soluções, cálculos estequiométricos).

A unidade 1 – umidade relativa do ar – aborda os cálculos estequiométricos. Na unidade 2 – poluição da água – foca nos cálculos envolvendo soluções e misturas. Na unidade 4 – Corais – aborda o equilíbrio químico e no capítulo 5 – Lixo eletrônico – está presente as leis de Faraday.

#### **Unidade I – Umidade relativa do ar: Textos de abertura; Teoria cinética dos gases; Equação geral dos gases; Misturas gasosas; Cálculo estequiométrico; Rendimento e pureza.**

O capítulo explica a relação entre volume, pressão e temperatura relacionando essas a uma constante de proporcionalidade. Apesar da linguagem adequada a realidade da comunidade escolar, ou da ausência de erros linguísticos, observou-se que não houve muito rigor na conservação de unidades durante a resolução de exercícios, sejam nas simples relações de Pressão-Volume-temperatura ou nas equações de Clapeyron. Nessas resoluções as unidades são desprezadas, não respeitando a álgebra de grandezas.

Considere que um recipiente com êmbolo móvel, capaz de deslizar sem atrito, contém 20 litros de  $O_2(g)$  sob pressão de 160 kPa a 298 K. Que volume o gás passará a ocupar se a pressão for reduzida para 80 kPa nessa mesma temperatura?

**Resolução:**

$$P_1 = 160 \text{ kPa}; V_1 = 20 \text{ L}; P_2 = 80 \text{ kPa}; V_2 = ?$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \Rightarrow 160 \cdot 20 = 80 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{160 \cdot 20}{80} \Rightarrow V_2 = 40 \text{ L}$$

(foto 1- página 22 – sem unidades na resolução)

(UFRGS-RS) Um extintor de incêndio contém 4,4 kg de gás carbônico (massa molar = 44 g/mol). O volume máximo de gás liberado na atmosfera, a 27 °C e 1 atm, é, em litros:

a) 0,229. b) 2,46. c) 24,6.  
d) 229,4. e) 2460.

**Resolução:**  
Alternativa E.

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g ou } 10^3 \text{ g}$$

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \Rightarrow n_{CO_2} = \frac{4,4 \cdot 10^3 \text{ g}}{44 \text{ g}} \Rightarrow$$

$$n_{CO_2} = 100 \text{ mols}$$

$$P = 1 \text{ atm}; V = ?; T = 300 \text{ K}$$


$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{100 \cdot 0,082 \cdot 300}{1}$$

$$V = 2460 \text{ L de } CO_2(g)$$

O volume máximo de gás carbônico liberado na atmosfera nas condições descritas é de 2 460 L.



(foto 2 - página 37 - equação de Clapeyron sem unidades e unidades erradas na determinação de quantidade de matéria)

Na foto 1, a correta resolução com corretas dimensões será mostrada posteriormente. Dentro da foto 2, durante a determinação do número de mols de  $CO_2$ , a autora não colocou as unidades corretas durante a resolução. Levando a um valor adimensional. E não em quantidade de matéria (mols) conforme explicitada pela autora. Uma sugestão dada posteriormente será através da análise dimensional para resolução do exercício 2.

### **Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: Química – Meio ambiente – Cidadania – tecnologia. Editora FTD – Martha Reis. Volume 2 – Unidade 1.**

Dentro dessa unidade, foram analisados a rigorosidade em que as unidades foram tratadas, caso estivessem sendo colocadas ou não. A luz dos dois exemplos dados acima, no exercício proposto na “foto 1”. As unidades deveriam ser colocadas, de modo a termos o resultado em litros (através da álgebra de grandezas). Colocando as unidades junto ao cálculo é explicado porque o resultado final é 40L e não apenas 40.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$(160 \text{ kPa}) \cdot (20 \text{ L}) = (80 \text{ kPa}) \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{(160 \text{ kPa}) \cdot (20 \text{ L})}{(80 \text{ kPa})} = 40 \text{ L}$$

No segundo caso, presente na foto 2, o erro cometido pela autora esta na determinação da quantidade de matéria de CO<sub>2</sub>. Caso realizássemos a álgebra de grandezas de acordo com a autora teríamos um resultado adimensional. Pois o cancelamento de gramas, e não havendo outra unidade sobrando, levaria a um valor adimensional. Porém a unidade mol aparece como no resultado sem muita explicação. A demonstração correta seria:

$$n_{CO_2} = \frac{(4,4 \cdot 10^3 g)}{\left(\frac{44g}{1mol}\right)} = (4,4 \cdot 10^3 \cancel{g}) \cdot \left(\frac{1mol}{44\cancel{g}}\right) = 100 \text{ mols}$$

Esse mesmo exercício poderia ser feito também apenas com a análise dimensional. Lembrando o valor de R (constante dos gases). O aluno poderia proceder primeiramente coletando os dados em forma de fatores de conversão:

Dado	
1	4,4kg
2	$\frac{44 g}{1mol}$
3	$0,082 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$
4	27°C (300K)
5	1 atm

Depois traçando o objetivo dele, que nesse caso seria o “volume máximo de gás liberado”, ou seja o resultado deve estar com a unidade de volume (nesse caso litros - L).

Objetivo: L
-------------

Nosso objetivo é ter o dado em L. Analisando os dados, o dado 3 é o único que possui a unidade de Litros. Ele também está no local que desejamos (com L no numerador). Mas esse dado vem com a unidade de atm, mol e K embutidas. Para isso podemos organizar algebricamente de maneira a eliminar essas outras unidades.

Para retirar a unidade de temperatura (K). Podemos usar o quarto dado (300K). Como dito anteriormente, podemos multiplicar ou dividir esse termo. Buscando eliminar a outra unidade, faremos o primeiro:

$$\left(0,082 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}\right) \cdot (300K) = 300 \cdot 0,082 \frac{atm \cdot L}{mol}$$

Podemos agora retirar a unidade “atm” usando o dado número 5. Entre multiplicar ou dividir esse dado, optamos por dividir (que seria o mesmo que multiplicar pelo inverso dele). De modo a cancelar a unidade de atm.

$$\left(300 \cdot 0,082 \frac{atm \cdot L}{mol}\right) \cdot \left(\frac{1}{1 atm}\right) = \frac{300 \cdot 0,082}{1} \frac{L}{mol}$$

Agora para eliminar a unidade de “mol” usamos o dado número 2. Porém de modo a eliminarmos o “mol” podemos dividir pelo fator 2 (que seria o mesmo que multiplicar pelo inverso dele). Conforme abaixo:

$$\left(\frac{300 \cdot 0,082}{1} \frac{L}{mol}\right) \cdot \left(\frac{1mol}{44 g}\right) = \frac{300 \cdot 0,082 \cdot 1}{1 \cdot 44} \frac{L}{g}$$

Ao multiplicarmos pelo dado 2 retiramos a unidade de “mol”, mas ao mesmo tempo colocamos uma nova unidade “g”. Para retirarmos esse dado agora, basta usar o primeiro dado (4,4 kg). E lembrando que 1kg são 1000g. Podemos usar dois fatores de conversão do seguinte modo:

$$\left( \frac{300 \cdot 0,082 \cdot 1 \text{ L}}{1,44 \text{ g}} \right) \cdot \left( \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right) \cdot (4,4 \text{ kg}) = \frac{300 \cdot 0,082 \cdot 1 \cdot 1000 \cdot 4,4}{1,44 \cdot 1} \text{ L}$$

Resolvendo a parte numérica restante temos:

$$\frac{300 \cdot 0,082 \cdot 1 \cdot 1000 \cdot 4,4}{1,44 \cdot 1} \text{ L} = 2460 \text{ L}$$

Sendo o mesmo resultado dada pela autora. A resolução por esse método, pode parecer muito longo a princípio, mas com um pouco de prática esse processo todo pode ser feito de uma vez só:

$$\left( 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) \cdot (300 \text{ K}) \cdot \left( \frac{1}{1 \text{ atm}} \right) \cdot \left( \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ g}} \right) \cdot \left( \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right) \cdot (4,4 \text{ kg}) = 2460 \text{ L}$$

Por praticidade não foi colocado à substância química nos fatores de conversão. Porém, para cálculos que envolva análise estequiométricas, esse processo não pode ser eliminado.

## Unidade II – Poluição da água: Textos de abertura; Expressões físicas de concentração; Concentração em quantidade de matéria; Mistura de soluções; Propriedades coligativas.

Como o título da unidade indica, os textos abordados nessa unidade abordam conceitos CTSA voltados a poluição da água, como o nível de poluição das águas brasileiras ou o tratamento da água sem o uso de cloro. O que se observa na resolução dos exercícios é o predomínio da regra de três. Observou-se que o cuidado de colocar as unidades nem sempre esteve presente.

• (UFRN) A massa, em g, de 100 mL de uma solução com densidade 1,19 g/mL é:  
a) 1,19. b) 11,9. c) 84. d) 100. e) 119.  
**Resolução:**  
1,19 g de solução — 1 mL  
x — 100 mL  
 $x = \frac{100 \text{ mL} \cdot 1,19 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \Rightarrow x = 119 \text{ g}$

(foto 3 - página 95 – Martha reis – volume 2 – exercício resolvido)

Nessa foto 3 acima vemos que as unidades foram devidamente colocadas.

• Qual a massa de ureia,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s})$  necessária para preparar 2 litros de solução aquosa 1,5 mol/L dessa substância? Dadas as massas molares em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14 e O = 16.  
**Resolução:**  
1 L de solução de ureia — 1,5 mol de ureia  
2 L de solução de ureia — x  
 $x = \frac{2 \cdot 1,5}{1} \Rightarrow x = 3 \text{ mol de ureia}$   
1 mol de ureia — 60 g  
3 mol de ureia — y  
 $y = \frac{3 \cdot 60}{1} \Rightarrow y = 180 \text{ g de ureia}$   
A massa de ureia,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s})$  necessária para preparar 2 litros de solução aquosa 1,5 mol/L dessa substância é 180 g.

(foto 4 - página 113 – Martha reis – volume 2 – exercício resolvido)

Na foto 4, vemos que as unidades não foram colocadas. Isso leva a um resultado adimensional. Assim como demonstrado na Sugestão dada para a unidade 1 (desse mesmo volume), o procedimento correto será demonstrado posteriormente.

A resolução por regra de três pode ser muito extensa em alguns exercícios:



As massas molares em g/mol são:  
H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23.  
Consulte sempre as massas atômicas dos elementos na tabela periódica no início do livro.

• (UnB-DF) Para sua completa neutralização, uma amostra de vinagre de 5,0 mL consumiu 25 mL de uma solução que contém 0,20 mol/L de NaOH. Supondo que o único componente ácido do vinagre seja o ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , calcule a massa (em gramas) do ácido contido em 1 L de vinagre.

**Resolução:**

• O primeiro passo é escrever a equação química da reação balanceada entre as substâncias envolvidas:

$$\begin{array}{ccccccc}
 1 \text{ NaOH(aq)} & + & 1 \text{ CH}_3\text{COOH(aq)} & \longrightarrow & 1 \text{ CH}_3\text{COONa(aq)} & + & 1 \text{ H}_2\text{O(l)} \\
 1 \text{ mol} & & 1 \text{ mol} & & 1 \text{ mol} & & 1 \text{ mol} \\
 1 \cdot 40 \text{ g} & & 1 \cdot 60 \text{ g} & & 1 \cdot 82 \text{ g} & & 1 \cdot 18 \text{ g}
 \end{array}$$

• Calculamos então a massa de NaOH que havia no volume de solução que reagiu totalmente com o ácido acético do vinagre.

$$\begin{array}{lcl}
 0,20 \text{ mol de NaOH} & \text{---} & 1 \text{ L de solução} \\
 x & \text{---} & 0,025 \text{ L de solução} \\
 x = \frac{0,025 \text{ L} \cdot 0,20 \text{ mol}}{1 \text{ L}} & \Rightarrow & x = 0,005 \text{ mol de NaOH}
 \end{array}$$

(foto 5- pág134- Martha reis – volume 2 – exercício resolvido)

$$\begin{array}{lcl}
 1 \text{ mol de NaOH} & \text{---} & 40 \text{ g de NaOH} \\
 0,005 \text{ mol de NaOH} & \text{---} & y \\
 y = \frac{0,005 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g}}{1 \text{ mol}} & \Rightarrow & y = 0,2 \text{ g de NaOH}
 \end{array}$$

• Calculamos agora a massa de ácido acético que reagiu com a massa de 0,2 g de NaOH.

$$\begin{array}{lcl}
 40 \text{ g de NaOH} & \text{---} & 60 \text{ g de CH}_3\text{COOH} \\
 0,2 \text{ g de NaOH} & \text{---} & z \\
 z = \frac{0,2 \text{ g} \cdot 60 \text{ g}}{40 \text{ g}} & \Rightarrow & z = 0,3 \text{ g de CH}_3\text{COOH}
 \end{array}$$

• Por fim calculamos a massa de ácido acético em 1 L de vinagre o que nos fornece a concentração em g/L de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  na solução.

$$\begin{array}{lcl}
 0,3 \text{ g de CH}_3\text{COOH} & \text{---} & 0,005 \text{ L de CH}_3\text{COOH (5 mL)} \\
 w & \text{---} & 1 \text{ L de CH}_3\text{COOH} \\
 z = \frac{1 \text{ L} \cdot 0,3 \text{ g}}{0,005 \text{ L}} & \Rightarrow & z = 60 \text{ g de CH}_3\text{COOH}
 \end{array}$$

Concluímos também que a concentração em massa de ácido acético no vinagre é igual a 60 g/L e que, como a massa molar dessa substância é igual a 60 g/mol, a concentração em quantidade de matéria desse vinagre é igual a 1 mol/L.

(foto 6 - pág135- Martha reis – volume 2 – exercício resolvido: continuação da resolução)

Observa-se nesse caso que a resolução se torna bastante extensa resolvendo através de regra de três. Outro modo de resolver esse mesmo exercício será pela análise dimensional que será discutida posteriormente.

Para resolução de determinadas questões são fornecidas fórmulas matemáticas para sua resolução. Apesar de mais conveniente, um aluno com conhecimento teórico poderia aplicar a álgebra de grandezas para chegar ao mesmo resultado sem memorização de tal fórmula.

$d_{\text{solução}} = d_{\text{solute}} \cdot \% \text{massa}_{\text{solute}} + d_{\text{solvente}} \cdot \% \text{massa}_{\text{solvente}}$

Observe os seguintes exemplos:

1. O Mar Morto pode ser considerado uma solução de água e NaCl com título em massa igual a 0,3 ( $\% = 30\%$ ). Qual a sua densidade?

Dados:  $d_{\text{água}} = 1,00 \text{ g/cm}^3$  e  $d_{\text{NaCl}} = 2,165 \text{ g/cm}^3$ .

**Resolução:**

$d_{\text{solução}} = d_{\text{NaCl}} \cdot \% \text{massa}_{\text{NaCl}} + d_{\text{água}} \cdot \% \text{massa}_{\text{água}}$

$d_{\text{solução}} = 0,30 \cdot 2,165 + 0,70 \cdot 1,00$

$d_{\text{solução}} = 1,3495 \text{ g/cm}^3$

A densidade da água do Mar Morto é  $\approx 1,35 \text{ g/cm}^3$ , maior do que a densidade média do corpo humano.

(foto 7- pág97 – Martha reis – volume 2 – resolução através de fórmulas em “densidade de misturas”)

O exercício acima está presente na página 97. Esse exercício será resolvido posteriormente, sem fórmulas, a partir da álgebra de grandezas e conhecimentos teóricos sobre o assunto estudado.

### Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: Química – Meio ambiente – Cidadania – tecnologia. Editora FTD – Martha Reis. Volume 2 – Unidade 2.

De acordo com a foto 4, não ter dimensões durante a resolução dos exercícios leva a um resultado adimensional. É possível também de resolver esse exercício através da análise dimensional apenas. Como o exercício busca encontrar a massa de ureia necessária para preparar 2 litros de uma solução aquosa 1,5mol/L. Calcula-se a massa molar da ureia, obtendo 60g/mol.

O objetivo desse exercício é achar a massa de ureia que será usada, nesse caso o objetivo é achar “g(ureia)”.

Separando os dados obtidos em fatores de conversão temos:

Dado	
1 (massa molar da ureia)	$\frac{60g \text{ (uréia)}}{1mol \text{ (uréia)}}$
2 (concentração em quantidade de matéria de ureia na solução)	$\frac{1,5mol(uréia)}{1L \text{ (solução)}}$
3 (volume desejado da solução)	$2L(solução)$

Objetivando achar “g (ureia)”, observamos que o dado número 1 (massa molar) contém as gramas de ureia. Mas antes devemos eliminar o “mol (ureia)” do denominador. Multiplicando pelo segundo dado.

$$\frac{60g \text{ (uréia)}}{1mol \text{ (uréia)}} \cdot \frac{1,5mol(uréia)}{1L \text{ (solução)}} = \frac{60 \cdot 1,5 g(uréia)}{1L \text{ (solução)}}$$

Ao eliminarmos o “mol (ureia)” colocamos o “L(solução)” no denominador. Como objetivamos achar apenas as “g (ureia)” devemos eliminar essa grandeza usando o dado numero 3:

$$\frac{60 \cdot 1,5 g(uréia)}{1L \text{ (solução)}} \cdot 2L(solução) = 60 \cdot 1,5 \cdot 2 g \text{ (uréia)} = 180 g \text{ (ureia)}$$

Achando assim o mesmo resultado da autora. Esse mesmo procedimento, com um pouco de prática, pode ser realizado numa única etapa:

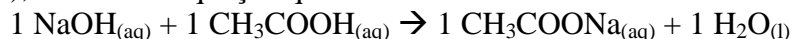
$$\frac{60g \text{ (uréia)}}{1mol \text{ (uréia)}} \cdot \frac{1,5mol(uréia)}{1L \text{ (solução)}} \cdot 2L(solução) = 60 \cdot 1,5 \cdot 2 g \text{ (uréia)} = 180 g \text{ (ureia)}$$

O exercício presente nas fotos 5 e 6 podem ser resolvidos por análise dimensional também. O exercício que envolve uma titulação, de ácido acético e NaOH. Durante a neutralização de 5mL de vinagre, foram consumidos 25mL de uma solução de 0,2mol/L de NaOH. A luz dos fatos acima, o exercício pede que seja calculada a massa de ácido presente em 1L de vinagre.

Dessa forma temos como objetivo achar:

$$\frac{g \text{ (ácido acético)}}{1 L \text{ (vinagre)}}$$

A partir das informações dadas no exercício podemos calcular a massa do ácido acético (60g/mol), escrever a equação química devidamente balanceada:



Importante notar que a proporção entre cada reagente é a mesma, ou seja para cada mol de NaOH consumidos são consumidos 1 mol de CH<sub>3</sub>COOH (ácido acético). Os dados coletados são tabelados abaixo:

Dado	
1 (massa molar do ácido acético)	$\frac{60 g \text{ (ácido acético)}}{1 mol \text{ (ácido acético)}}$
2 (volume de vinagre usado)	$5mL \text{ (vinagre)}$
3 (Volume de NaOH usado)	$25mL \text{ (solução de NaOH)}$
4 (concentração em quantidade de matéria de NaOH da solução)	1 (      çã      )
5 (proporção de NaOH e CH <sub>3</sub> COOH)	$\frac{1 mol \text{ de (NaOH)}}{1 mol \text{ (ácido acético)}}$

Dessa forma, podemos começar com o dado número 1 que contém quantas “g (ácido acético)” no numerador. Não é parte do nosso objetivo que a quantidade matéria (mol de ácido acético) esteja como unidade no resultado final. Para elimina-la podemos fazer uso do dado numero 5. Dividindo esse pelo primeiro dado (equivalente a multiplicar pelo inverso):

$$\frac{60 g \text{ (ácido acético)}}{1 mol \text{ (ácido acético)}} \cdot \frac{1 mol \text{ (ácido acético)}}{1 mol \text{ (NaOH)}} = \frac{60 \cdot 1 g \text{ (ácido acético)}}{1 \cdot 1 mol \text{ (NaOH)}}$$

Eliminamos do denominador a grandeza “mol (ácido acético)” mas colocamos “mol (NaOH)”. De modo a eliminarmos essa grandeza, podemos multiplicar pelo dado número 4:

$$\frac{60 \cdot 1 g \text{ (ácido acético)}}{1 \cdot 1 mol \text{ (NaOH)}} \cdot \frac{0,2 mol \text{ (NaOH)}}{1 L \text{ (solução de NaOH)}} = \frac{60 \cdot 1 \cdot 0,2 g \text{ (ácido acético)}}{1 \cdot 1 \cdot 1 L \text{ (solução de NaOH)}}$$

Eliminamos uma grandeza (mol (NaOH)) mas acrescentamos outra grandeza (L(solução de NaOH)). Para eliminarmos essa grandeza podemos fazer uso do dado número 3, lembrando que 1L são 1000mL:

$$\frac{60 \cdot 1 \cdot 0,2 g \text{ (ácido acético)}}{1 \cdot 1 \cdot 1 L \text{ (solução de NaOH)}} \cdot \frac{1 L \text{ (solução de NaOH)}}{1000mL \text{ (solução de NaOH)}} \cdot 25mL \text{ (solução de NaOH)} = \frac{60 \cdot 1 \cdot 0,2 \cdot 1 \cdot 25 g \text{ (ácido acético)}}{1 \cdot 1 \cdot 1 \cdot 1000}$$

Agora para finalizarmos o exercício, lembramos que o objetivo inicial era encontrar quantos gramas haviam de ácido acético em 1L de vinagre. Dessa forma devemos usar o dado 2. Para colocar esse termo no denominador. Podemos realizar o procedimento semelhante ao feito acima, ou podemos também fazer uso da tabela de prefixos nas unidades de medida (Capítulo 2 – Grandezas e Unidades de medida: unidades e prefixos - Grandezas e Unidades

de medidas: Prefixos). Dessa forma o mL possui o prefixo m(mili) corresponde a fração de  $10^{-3}$ . Reescrevemos assim:

$$5\text{mL (vinagre)} = 5 \cdot (10^{-3})\text{L(vinagre)}$$

Dividindo esse ultimo valor (correspondendo a multiplicar pelo inverso), temos:

$$\frac{60 \cdot 1 \cdot 0,2 \cdot 1 \cdot 25 \text{ g (ácido acético)}}{1 \cdot 1 \cdot 1 \cdot 1000} \cdot \frac{1}{5 \cdot 10^{-3}\text{L(vinagre)}} = \frac{60 \cdot 1 \cdot 0,2 \cdot 1 \cdot 25 \text{ g (ácido acético)}}{1 \cdot 1 \cdot 1 \cdot 1000 \cdot 5 \cdot 10^{-3}\text{L (vinagre)}}$$

Resolvendo os valores numéricos então:

$$\frac{60 \cdot 1 \cdot 0,2 \cdot 1 \cdot 25 \text{ g (ácido acético)}}{1 \cdot 1 \cdot 1 \cdot 1000 \cdot 5 \cdot 10^{-3}\text{L (vinagre)}} = \frac{60 \text{ g (ácido acético)}}{1 \text{ L (vinagre)}}$$

Como dito anteriormente, esse método com um pouco de prática pode ser realizado de uma vez só, poupando tempo e espaço. Abaixo segue o modo o modo mais simplificado e rápido:

$$\frac{60 \text{ g (ácido acético)}}{1 \text{ mol (ácido acético)}} \cdot \frac{1 \text{ mol (ácido acético)}}{1 \text{ mol (NaOH)}} \cdot \frac{0,2 \text{ mol (NaOH)}}{1 \text{ L (solução de NaOH)}} \cdot 25 \cdot 10^{-3} \text{ L (solução de NaOH)} \cdot \frac{1}{5 \cdot 10^{-3}\text{L(vinagre)}}$$

$$= \frac{60 \text{ g (ácido acético)}}{1 \text{ L (vinagre)}}$$

No ultimo exemplo, presente na foto 7, temos a densidade do NaCl, a densidade da água e o titulo da solução em massa. Nesse exemplo temos então que achar a densidade da solução. Ou seja, nosso objetivo deve ser achar a quantidade de massa em gramas da solução sobre o volume em  $\text{cm}^3$  da solução.

Dessa forma nosso objetivo será chegar as seguintes unidades:

$$\text{objetivo: } \frac{\text{g}_{\text{solução}}}{\text{cm}^3_{\text{solução}}}$$

Separando os dados em fatores de conversão temos:

Dados	Fator de conversão
1 – densidade da água	$\frac{1 \text{ g (água)}}{1 \text{ cm}^3 \text{ (água)}}$
2 – densidade do NaCl	$\frac{2,165 \text{ g (NaCl)}}{1 \text{ cm}^3 \text{ (NaCl)}}$
3 - Titulo de NaCl em massa	0,3

Como proposto anteriormente realizaremos o exercício demonstrado pela autora sem fazer uso da fórmula proposta. Para isso é importante ter uma base teórica sobre o preparo de soluções. Uma solução é preparada pela mistura de um soluto (no caso acima o NaCl) e um solvente (água). Dessa forma temos:

$$\text{Solução} = \text{Solute} + \text{Solvente}$$

Que no exemplo acima é:

$$\text{Solução} = \text{água} + \text{NaCl}$$

Como o titulo é de 0,3 em massa, isso significa que em uma unidade de grama, temos 0,3g de soluto, nesse caso o NaCl. E o restante, 0,7, será a massa de solvente. Grandezas de mesma unidade podem ser somadas ou subtraídas. Resumindo o que foi dito, temos:

$$0,3\text{g (NaCl)} + 0,7\text{g (água)} = 1\text{g (solução)}$$

Achamos assim o numerador do nosso objetivo, a massa em gramas da solução. Para acharmos o denominador podemos tentar descobrir qual seria o volume de NaCl e o volume da água, dessa forma encontrando assim o volume da solução.

Para encontrarmos o volume de NaCl em  $\text{cm}^3$ , partimos da interpretação do dado 3 (consideramos que nesse 1g de solução teremos 0,3g de NaCl). E então dividimos pelo dado numero 2 (equivalente a multiplicação do inverso):

$$0,3\cancel{\text{g (NaCl)}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 (\text{NaCl})}{2,165 \cancel{\text{g (NaCl)}}} = 0,1386 \text{ cm}^3 (\text{NaCl})$$

Para encontrarmos o volume de água em  $\text{cm}^3$ , partimos da interpretação do dado 3 (consideramos que nesse 1g de solução teremos 0,7g de água). E então dividimos pelo fator de conversão 1 (equivalente a multiplicação do inverso):

$$0,7\cancel{\text{g (água)}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 (\text{água})}{1 \cancel{\text{g (água)}}} = 0,7 \text{ cm}^3 (\text{água})$$

A soma dos volumes do soluto(NaCl) e do solvente (água) levará ao volume da solução desse modo:

$$\begin{aligned} \text{Volume (soluto)} + \text{Volume (solvente)} &= \text{Volume (solução)} \\ 0,1386 \text{ cm}^3 (\text{NaCl}) + 0,7 \text{ cm}^3 (\text{água}) &= 0,8386 \text{ cm}^3 (\text{solução}) \end{aligned}$$

Como temos em 1g de solução o volume de 0,8386  $\text{cm}^3$  de solução. Podemos achar nosso objetivo, dividindo esses dois termos:

$$\frac{1 \text{ g (solução)}}{0,8386 \text{ cm}^3 (\text{solução})} = \frac{1,1924 \text{ g (solução)}}{1 \text{ cm}^3 (\text{solução})}$$

De modo que o raciocínio poderá ser explicado de modo mais simples:

$$\begin{aligned} &0,3 \text{ g (NaCl)} + 0,7 \text{ g (água)} \\ \hline &\left( 0,3\cancel{\text{g (NaCl)}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 (\text{NaCl})}{2,165 \cancel{\text{g (NaCl)}}} \right) + \left( 0,7\cancel{\text{g (água)}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 (\text{água})}{1 \cancel{\text{g (água)}}} \right) \\ &= \frac{1 \text{ g (solução)}}{0,8386 \text{ cm}^3 (\text{solução})} = \frac{1,1924 \text{ g (solução)}}{1 \text{ cm}^3 (\text{solução})} \end{aligned}$$

Nesse exemplo não chegamos ao mesmo valor em comum que com a autora. Que é de 1,3495g/ $\text{cm}^3$ . O nosso resultado deu 1,1924 g/ $\text{cm}^3$ . Como a densidade do NaCl dada foi de 2,165 g/ $\text{cm}^3$ . Podemos analisar os dois resultados e fazer o caminho inverso:

Podemos propor achar a densidade do NaCl a partir das duas densidades e ver qual desses nos dará a densidade do NaCl proposta no exercício. No resultado dado por nesse TCC temos a densidade de 1,1925g/ $\text{cm}^3$ . Ou seja consideramos em 1 $\text{cm}^3$  de solução teremos uma massa de 1,1925g. Nessa massa estão presentes NaCl e água. Lembrando que temos 30% de NaCl temos assim: 0,3577g de NaCl e o restante sendo a água (0,8347g). Lembrando que a densidade da água dada no exercício é de 1g/ $\text{cm}^3$ . Sua massa em gramas equivale ao volume em  $\text{cm}^3$ . Dessa forma temos 0,8347  $\text{cm}^3$  de água. Como consideramos um volume total de 1 $\text{cm}^3$  inicialmente, o volume restante será de NaCl (0,1652  $\text{cm}^3$ ). Tabelando o que temos acima:

	Solução (NaCl + água)	Soluto (NaCl)	Solvente (água)
Massa	1,1925g	0,35777g	0,8347g
Volume	1 $\text{cm}^3$	0,16524 $\text{cm}^3$	0,8347 $\text{cm}^3$

Dessa forma a densidade do NaCl, de acordo com nosso resultado, será de:



$$\frac{0,3577g (NaCl)}{0,1652 cm^3 (NaCl)} = 2,1652 g/cm^3$$

De modo que o resultado obtido pelo método proposto nesse tcc está bem perto do dados inicial do exercício (2,165g/cm<sup>3</sup>).

Realizando a mesma análise para o resultado dado pela autora (1,3495g/cm<sup>3</sup>). Fixamos uma quantidade de 1cm<sup>3</sup>, e temos então 1,3495g de massa da solução. Lembrando que 30% dessa massa representa NaCl, temos: 0,40485g de NaCl e o restante sendo água (0,94465g). Como a densidade da água é de 1g/cm<sup>3</sup> (também oferecido pelo exercício). Teremos que essa massa de água (0,94465g) será de 0,94465cm<sup>3</sup>. Como o volume da solução foi fixado em 1cm<sup>3</sup>, e desses 0,94465cm<sup>3</sup> são de água, o restante (0,05535cm<sup>3</sup>) será de NaCl. Tabelaando o que foi dito acima temos:

	Solução (NaCl + água)	Soluto (NaCl)	Solvente (água)
Massa	1,3495g	0,40485g	0,94465g
Volume	1cm <sup>3</sup>	0,05535cm <sup>3</sup>	0,94465cm <sup>3</sup>

Dessa forma a densidade do NaCl, de acordo com a autora, será de:

$$\frac{0,40485g (NaCl)}{0,05535 cm^3 (NaCl)} = 7,314g/cm^3$$

A densidade difere da densidade que foi dada inicialmente (2,165g/cm<sup>3</sup>). É provável que a fórmula fornecida pela autora esteja errada. Como a dedução de tal fórmula não foi dada pela autora não podemos analisar em muitos detalhes.

Porém podemos propor através da análise dimensional uma nova “fórmula”, para determinação de densidade de soluções, substituindo os valores numéricos da análise dimensional feita acima (durante resolução) por variáveis:

$$d_{solução} = \frac{título_{soluto} + título_{solvente}}{\left(\frac{título_{soluto}}{d_{soluto}}\right) + \left(\frac{título_{solvente}}{d_{solvente}}\right)}$$

Como a soma do título de soluto e solvente equivale a 1, temos a seguinte proposta de fórmula:

$$d_{solução} = \frac{1}{\left(\frac{título_{soluto}}{d_{soluto}}\right) + \left(\frac{título_{solvente}}{d_{solvente}}\right)}$$

### Unidade III - Poluição térmica: Textos de abertura; Reações exotérmicas e endotérmicas; Entalpia-padrão e lei de Hess; Cálculos de variação de entalpia; Cinética Química; Lei da ação das massas.

Nessa unidade não foi encontrada alguma abordagem sobre a estequiometria nos processos termoquímicos. Porém nessa unidade um exercício foi encontrado nesse quesito:

**11.3** (UFMG) Etanol, metano e metanol são combustíveis de uso amplo. Hidrogênio molecular, utilizado nos ônibus espaciais, tem sido objeto de muitos estudos visando a seu maior uso. São dadas as equações das reações de combustão completa de 1 mol de cada uma dessas substâncias, bem como as respectivas variações de entalpia.

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell)$$

$$\Delta H = -1\,370 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$$

$$\Delta H = -890 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{CH}_3\text{OH}(\ell) + 1,5 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$$

$$\Delta H = -726 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{H}_2(\text{g}) + 0,5 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$$

$$\Delta H = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

As massas molares de etanol,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell)$ , metano,  $\text{CH}_4(\text{g})$ , metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}(\ell)$ , e hidrogênio molecular,  $\text{H}_2(\text{g})$ , são, respectivamente, 46 g/mol, 16 g/mol, 32 g/mol e 2 g/mol.

Considerando o calor liberado pela queima de 1 g de cada uma dessas substâncias, o combustível mais eficiente é:

a) etanol.                      b) hidrogênio.  
c) metano.                      d) metanol.

(Foto 8 - pág202 ex 11.3 – exercício envolvendo estequiometria e termoquímica)

A resolução desse exercício será discutida posteriormente através da álgebra de grandezas.

**Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: Química – Meio ambiente – Cidadania – tecnologia. Editora FTD – Martha Reis. Volume 2 – Unidade 3.**

No exercício acima temos como objetivo achar quanto calor será liberado em 1g de cada substância, como temos o gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ), o metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ), o Metano ( $\text{CH}_4$ ) e o etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ). Nosso objetivo será achar as seguintes grandezas:

$$\frac{\text{kJ}}{\text{g}(\text{H}_2)} , \frac{\text{kJ}}{\text{g}(\text{CH}_4)} , \frac{\text{kJ}}{\text{g}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} , \frac{\text{kJ}}{\text{g}(\text{CH}_3\text{OH})}$$

Temos as massas molares, e as equações que relacionam a quantidade de matéria de cada um dos combustíveis com a quantidade de calor liberada ( $\Delta H$ ). Dessa forma temos os seguintes fatores de conversão:

Dado	gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ )	metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ),	Metano ( $\text{CH}_4$ )	etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ )
1 - Massa molar	$\frac{2\text{g}(\text{H}_2)}{1 \text{ mol}(\text{H}_2)}$	$\frac{32\text{g}(\text{CH}_3\text{OH})}{1 \text{ mol}(\text{CH}_3\text{OH})}$	$\frac{16\text{g}(\text{CH}_4)}{1 \text{ mol}(\text{CH}_4)}$	$\frac{46\text{g}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{1 \text{ mol}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}$
2 – relação estequiométrica (quantidade de matéria e calor liberado)	$\frac{286\text{kJ}}{1 \text{ mol}(\text{H}_2)}$	$\frac{726\text{kJ}}{1 \text{ mol}(\text{CH}_3\text{OH})}$	$\frac{890\text{kJ}}{1 \text{ mol}(\text{CH}_4)}$	$\frac{1370\text{kJ}}{1 \text{ mol}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}$

De modo a conseguirmos chegar ao objetivo de “kJ” no numerador e “g” da substância no denominador, podemos começar com o dado numero 2 de cada substância. Para tirarmos a grandeza “mol” do denominador, podemos cancelar essa dividindo pelo primeiro dado, massa molar. Esse procedimento equivale a multiplicação do inverso:

Substância	Procedimento	Resultado
gás hidrogênio (H <sub>2</sub> )	$\frac{286\text{kJ}}{1\text{ mol}(\text{H}_2)} \cdot \frac{1\text{ mol}(\text{H}_2)}{2\text{g}(\text{H}_2)}$	$\frac{146\text{kJ}}{\text{g}(\text{H}_2)}$
metanol (CH <sub>3</sub> OH)	$\frac{726\text{kJ}}{1\text{ mol}(\text{CH}_3\text{OH})} \cdot \frac{1\text{ mol}(\text{CH}_3\text{OH})}{32\text{g}(\text{CH}_3\text{OH})}$	$\frac{22,6875\text{kJ}}{\text{g}(\text{CH}_3\text{OH})}$
Metano (CH <sub>4</sub> )	$\frac{890\text{kJ}}{1\text{ mol}(\text{CH}_4)} \cdot \frac{1\text{ mol}(\text{CH}_4)}{16\text{g}(\text{CH}_4)}$	$\frac{55,625\text{kJ}}{\text{g}(\text{CH}_4)}$
etanol (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH)	$\frac{1370\text{kJ}}{1\text{ mol}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} \cdot \frac{1\text{ mol}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{46\text{g}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}$	$\frac{29,782\text{kJ}}{\text{g}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}$

Desse modo temos que a substância com maior quantidade de calor liberado por grama, será o gás hidrogênio.

#### Unidade IV – Corais: Textos de abertura; Equilíbrio dinâmico; Deslocamento de equilíbrios; Equilíbrios iônicos; Produto iônico da água e KPS:.

Essa unidade trabalha alguns dos conceitos da físico-química, predominando nessa unidade o equilíbrio químico. Para determinação de constante de equilíbrio (K<sub>c</sub>) é possível que tenhamos um valor adimensional para essa constante. Mas essa possibilidade não implica uma certeza absoluta, para isso é necessário que a álgebra de grandezas seja realizada de maneira correta. Em um exemplo dada pela autora, ao determinar o valor de K<sub>c</sub>, as unidades foram ignoradas, levando a um valor adimensional:

Desse modo, a constante de equilíbrio K<sub>c</sub> terá o seguinte valor à temperatura T:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} \Rightarrow K_c = \frac{(0,3)^2}{(0,25) \cdot (0,35)^3} \Rightarrow K_c \approx 8,40$$

(foto 8 - página 260- determinação da constante de equilíbrio na síntese da amônia. A constante está como um valor adimensional)

#### Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: Química – Meio ambiente – Cidadania – tecnologia. Editora FTD – Martha Reis. Volume 2 – Unidade 4.

O valor de K<sub>c</sub> adimensional mostrado na 8 acima, está errado. Para melhor determinação dessa constante recomenda-se não esquecer de colocar as grandezas associadas a concentração.

$$k_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2]^3 \cdot [\text{H}_2]^1}$$

$$k_c = \frac{(0,3 \text{ mol/L})^2}{(0,25 \text{ mol/L})^3 \cdot (0,35 \text{ mol/L})^1}$$

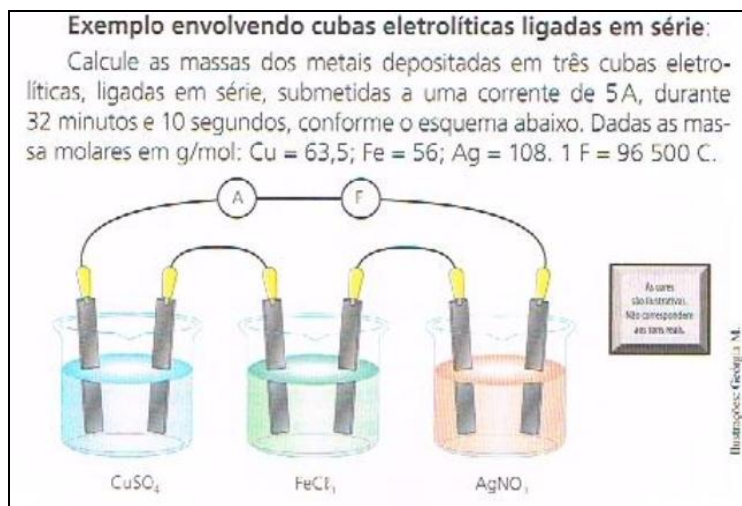
$$k_c = 0,84 (\text{mol/L})^{-2}$$



Tendo assim a unidade de  $(\text{mol/L})^{-2}$ . E não adimensional conforme mostrado pela autora.

**Unidade V- Lixo eletrônico: Textos de abertura; Explorando os textos; Introdução à eletroquímica; Pilhas e baterias; Eletrólise ígnea; Eletrólise em meio aquoso; Eletrodeposição metálica; Leis da eletroquímica.**

Dentro dessa unidade são dadas as leis de Faraday. A resolução dos exercícios pela autora é feita através da regra de três. Uma outra alternativa possível seria através da análise dimensional (discutida posteriormente). Isso pode ser observado no exercício abaixo, envolvendo galvanoplastia. A resolução feita pela autora dispensa o uso da fórmula física  $Q=i.t$ , porém o mesmo valor pode ser realizado por análise dimensional, lembrando que Coulomb (C) é uma unidade de grandeza derivada, ou seja composta por unidades fundamentais. A unidade derivada Coulomb é igual a produto de Ampere e segundo. (A coletânea de unidades derivadas encontra-se no capítulo 5 - Grandezas e Unidades de medida: Unidades derivadas).



(foto 9 - página 394 – exemplo envolvendo cubas eletrolíticas ligadas em série – enunciado)

Esse exercício é resolvido pela autora de acordo com a figura abaixo:

**Resolução:**  
 Passando o valor do tempo para segundos:  $32 \cdot 60 + 10 = 1\,930\text{ s}$

1 A  $\xrightarrow{\hspace{1cm}}$  1 C/s  
 5 A  $\xrightarrow{\hspace{1cm}}$  x C/1 930 s

$$\frac{x\text{ C}}{1\,930\text{ s}} = \frac{5\text{ A} \cdot 1\text{ C}}{1\text{ A} \cdot \text{s}} \Rightarrow x\text{ C} = \frac{1\,930\text{ s} \cdot 5\text{ A} \cdot 1\text{ C}}{1\text{ A} \cdot \text{s}}$$

x C = 9 650 C ou seja, Q = 9 650 C

Semirreação catódica:  
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$   
 $\begin{array}{ccc} 2\text{ mol} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 1\text{ mol} \\ 2 \cdot 96\,500\text{ C} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 1 \cdot 63,5\text{ g} \\ 9\,650\text{ C} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & x \end{array}$   
 $x = \frac{9\,650 \cdot 1 \cdot 63,5}{2 \cdot 96\,500} \Rightarrow x \approx 3,175\text{ g de Cu(s)}$

Semirreação catódica:  
 $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$   
 $\begin{array}{ccc} 3\text{ mol} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 1\text{ mol} \\ 3 \cdot 96\,500\text{ C} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 1 \cdot 56\text{ g} \\ 9\,650\text{ C} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & y \end{array}$   
 $y = \frac{9\,650 \cdot 1 \cdot 56}{3 \cdot 96\,500} \Rightarrow y \approx 1,867\text{ g de Fe(s)}$

Semirreação catódica:  
 $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$   
 $\begin{array}{ccc} 1\text{ mol} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 1\text{ mol} \\ 1 \cdot 96\,500\text{ C} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 1 \cdot 108\text{ g} \\ 9\,650\text{ C} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & z \end{array}$   
 $z = \frac{9\,650 \cdot 1 \cdot 108}{1 \cdot 96\,500} \Rightarrow z = 10,8\text{ g de Ag(s)}$

As massas dos metais depositadas nas três cubas eletrolíticas foram  $\approx 3,175\text{ g de Cu(s)}$ ,  $\approx 1,867\text{ g de Fe(s)}$  e  $10,8\text{ g de Ag(s)}$ .

(foto 10 – pág395 – resolução do exercício da foto 9)

Uma outra abordagem será discutida posteriormente, resolvendo o mesmo exercício acima usando apenas a análise dimensional e conhecimentos teóricos sobre essa matéria.

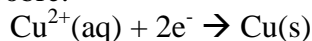
**Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: Química – Meio ambiente – Cidadania – tecnologia. Editora FTD – Martha Reis. Volume 2 – Unidade 5.**

O exercício da foto 9 pode ser resolvido por análise dimensional. O objetivo é encontrar qual a massa depositada dos metais (cobre, ferro e prata).

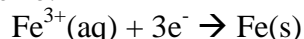
**Objetivo:**  $g(\text{Cu}), g(\text{Fe}), g(\text{Ag})$

Para encontrarmos esses dados primeiramente precisamos saber as reações químicas que interpretam os fenômenos observados:

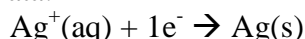
Equação de deposição do Cobre:



Equação de deposição do Ferro:



Equação de deposição do Prata:



Lembrando de unidades derivadas, é importante saber que corrente dada pela grandeza “A”, pode ser interpretada por “C/s” quantos coulombs de carga passam por segundo. (para mais informações consultar “capítulo 2 – grandezas e unidade de medida – unidades derivadas”).

A partir das informações, equações e dos dados fornecidos, podemos tabular os seguintes fatores de conversão:

Dado	Fator de conversão		
1- Massa molar	$\frac{63,5g (Cu)}{1mol (Cu)}$	$\frac{56g (Fe)}{1mol (Fe)}$	$\frac{108g (Ag)}{1mol (Ag)}$
2- Relação estequiométrica (quantidade de matéria depositada e quantidade de elétrons necessária)	$\frac{1mol (Cu)}{2mol (e^-)}$	$\frac{1mol (Fe)}{3mol (e^-)}$	$\frac{1mol (Ag)}{1mol (e^-)}$
3- Corrente	$5A = \frac{5C}{1s}$		
4- Constante de faraday	$\frac{96500C}{1mol (e^-)}$		
5- Tempo	$32 minutos e 10 segundos = 1930 s$		

Organizando esses fatores de conversão para encontrarmos a quantidade de massa de Cobre produzida:

$$\frac{63,5g (Cu)}{1mol (Cu)} \cdot \frac{1mol (Cu)}{2mol (e^-)} \cdot \frac{1mol (e^-)}{96500C} \cdot \frac{5C}{1s} \cdot 1930 s = 3,175g (Cu)$$

Organizando esses fatores de conversão para encontrarmos a quantidade de massa de Ferro produzida:

$$\frac{56g (Fe)}{1mol (Fe)} \cdot \frac{1mol (Fe)}{3mol (e^-)} \cdot \frac{1mol (e^-)}{96500C} \cdot \frac{5C}{1s} \cdot 1930 s = 1,867g (Fe)$$

Organizando esses fatores de conversão para encontrarmos a quantidade de massa de prata produzida:

$$\frac{108g (Ag)}{1mol (Ag)} \cdot \frac{1mol (Ag)}{1mol (e^-)} \cdot \frac{1mol (e^-)}{96500C} \cdot \frac{5C}{1s} \cdot 1930 s = 10,8g (Ag)$$

## Química na abordagem do cotidiano. Editora moderna plus – 5ª. edição - Francisco Miragaia e Eduardo Leite (Tito e Canto):

Analisou-se a 5ª. versão em detrimento a edição aprovada pelo PNLD 2012, porque é a obra mais recente dos autores. A edição aprovada pelo PNLD 2012 é equivalente a da 4ª. edição lançada em 2006. A 5ª. edição foi publicada em 2009 sendo a mais recente.

Os autores revisaram os erros anteriores e editaram esse novo volume de maneira a incluir melhorias e correções das edições anteriores. Esse fundamento influenciou na escolha da edição a ser analisada por esse TCC.

A obra é dividida em 3 volumes, o primeiro volume trás conteúdos de Química geral, o segundo trata dos conteúdos de Físico-Química e o terceiro trata da química orgânica. Das 11 unidades do primeiro volume, o foco da análise estará no nas unidades I, J e K, tratando de, respectivamente, mol, comportamento físico dos gases e estequiometria. No segundo volume, das 11 unidades o foco estará nas unidades A, B, E, F, H, respectivamente intitulados pelo autor como: Concentração das soluções; Propriedades coligativas; Eletrolise; Termoquímica e Equilíbrio Químico.

### Volume 1: unidades I: Mol

Dentro dessa unidade a seção 29.3 que trata da quantidade de matéria (n), a abordagem do autor em alguns exemplos é um tanto confusa. A determinação de átomos contidos em 0,012kg de carbono 12 é realizada da seguinte forma:

E quantos são os átomos contidos em 0,012 kg de carbono-12?  
Observe neste exemplo que utiliza o elemento carbono a importância de relacionar u com g:

$$1 \text{ g} = 6 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

12 g de C = ? átomos  
A tabela periódica nos informa que:  $m_a(\text{C}) = 12 \text{ u}$  (1 átomo)  
 $12 \cdot \text{g} = 12 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u}$  (substituímos g por  $6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u}$ )  
 $12 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u} = 6 \cdot 10^{23} \cdot 12 \cdot \text{u}$   
 $6 \cdot 10^{23} \cdot 12 \cdot \text{u} = \text{massa de } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$   
Esta é a massa de um único átomo de carbono  
Resposta: 12 g (ou 0,012 kg) correspondem à massa de  $6 \cdot 10^{23}$  átomos de C.

(foto 11 – volume 1 pág 415 – tito e canto – resolução do autor - determinação de átomos de carbono)

Nesse exemplo o autor demonstra como determinar o número de átomos em 27g de alumínio

Determine o número de átomos em 27 g de alumínio.  
27 g de Al = ? átomos  
A tabela periódica nos informa que:  $m_a(\text{Al}) = 27 \text{ u}$  (1 átomo)  
 $27 \cdot \text{g} = 27 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u}$  (substituímos g por  $6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u}$ )  
 $27 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u} = 6 \cdot 10^{23} \cdot 27 \cdot \text{u}$   
 $6 \cdot 10^{23} \cdot 27 \cdot \text{u} = \text{massa de } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al}$   
Esta é a massa de um único átomo de alumínio  
Resposta: 27 g correspondem à massa de  $6 \cdot 10^{23}$  átomos de Al.

(foto 12 – volume 1 pág 416 – tito e canto – resolução do autor- determinação de átomos de alumínio)

Outra resolução para determinar do numero de átomos, dessa vez em 40g de Cálcio:

Determine o número de átomos em 40 g de cálcio.  
40 g de Ca = ? átomos  
A tabela periódica nos informa que:  $m(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$  (1 átomo)  
 $40 \cdot \text{g} = 40 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u}$  (substituímos g por  $6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u}$ )  
 $40 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u} = 6 \cdot 10^{23} \cdot 40 \cdot \text{u}$   
 $6 \cdot 10^{23} \cdot 40 \cdot \text{u} = \text{massa de } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}$   
Esta é a massa de um único átomo de cálcio  
Resposta: 40 g correspondem à massa de  $6 \cdot 10^{23}$  átomos de Ca.

(foto 13 – volume 1 pág 416 – tito e canto – resolução do autor - determinação de átomos de Cálcio)

O autor mais a frente demonstra o conceito de massa molecular. Através de 2 exemplos, tenta quantificar o número de moléculas de determinada amostra. No primeiro, o autor demonstra quantas moléculas existem em 18g de água:

Determine o número de moléculas em 18 g de água.  
18 g de  $\text{H}_2\text{O}$  = ? moléculas  
Usando dados da tabela periódica, calculamos que:  
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u}$  (1 molécula)  
 $18 \cdot \text{g} = 18 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u}$  (substituímos g por  $6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u}$ )  
 $18 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u} = 6 \cdot 10^{23} \cdot 18 \cdot \text{u}$   
 $6 \cdot 10^{23} \cdot 18 \cdot \text{u} = \text{massa de } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$   
Esta é a massa de uma única molécula de água  
Resposta: 18 g correspondem à massa de  $6 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ .

(foto 14 – volume 1 pág 418 – tito e canto – resolução do autor - determinação do número de moléculas de água)

E num outro a determinação de moléculas em 342g de sacarose:

Determine o número de moléculas em 342 g de sacarose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ).  
342 g de  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  = ? moléculas  
Usando dados da tabela periódica, calculamos que:  
 $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ u}$  (1 molécula)  
 $342 \cdot \text{g} = 342 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u}$  (substituímos g por  $6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u}$ )  
 $342 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot \text{u} = 6 \cdot 10^{23} \cdot 342 \cdot \text{u}$   
 $6 \cdot 10^{23} \cdot 342 \cdot \text{u} = \text{massa de } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$   
Esta é a massa de uma única molécula de sacarose  
Resposta: 342 g correspondem à massa de  $6 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

(foto 15 – volume 1 pág 418 – tito e canto – resolução do autor - determinação do número de moléculas de sacarose)

Ao final do capítulo, existem exercícios propostos aos alunos. Alguns desses exercícios são resolvidos pelo autor. Na resolução desses exercícios, o autor adota uma abordagem diferente do que foi demonstrado acima:

**17** Imagine que um copo contenha 252 g de água e esse conteúdo seja bebido por uma pessoa em 7 goles.

a) Qual a massa de água ingerida, em média, em cada gole, admitindo-se que todos os goles sejam "iguais"?

b) Quantas moléculas são engolidas em um único gole?

**Resolução**

a) Dividindo 252 por 7, chegamos a 36 g como a massa média do gole.

b) Grandezas: Massa                      Número de moléculas

18 g	—	$6 \cdot 10^{23}$ moléculas	}	$\Rightarrow$
36 g	—	x		

$\Rightarrow x = 1,2 \cdot 10^{24}$  moléculas

(foto 16 – volume 1 pág 421 – tito e canto – resolução do autor – exercício 17)

**31** O silício é um semimetal utilizado na elaboração de componentes eletrônicos. Calcule quantos átomos de silício há em um cristal de 56 mg desse elemento.

**Resolução**

Uma das utilidades da Constante de Avogadro é no cálculo do número de átomos numa amostra, como ilustra a resolução deste exercício.

Para a resolução montaremos uma regra de três, na qual colocaremos a massa de 56 mg convertida para gramas, ou seja,  $5,6 \cdot 10^{-2}$  g. Essa conversão pode ser feita, por exemplo, por meio da seguinte regra de três:

Massa em miligramas		Massa em gramas
1 mg	—	$10^{-3}$ g
56 mg	—	x

$x = 5,6 \cdot 10^{-2}$  g

Consultando a tabela periódica obtemos a massa atômica do silício, 28 u. Portanto, a massa de um mol desse elemento é 28 g e podemos aplicar a ideia de que em 28 g há  $6,0 \cdot 10^{23}$  átomos.

Massa em gramas		Número de átomos
28 g	—	$6,0 \cdot 10^{23}$ átomos
$5,6 \cdot 10^{-2}$ g	—	y

$y = \frac{5,6 \cdot 10^{-2} \cdot 6,0 \cdot 10^{23}}{28} \Rightarrow$

$\Rightarrow y = 1,2 \cdot 10^{23}$  átomos

(foto 17 – volume 1 pág 423 – tito e canto – resolução do autor – exercício 31)

Observa-se que autor mostra diferentes abordagens na resolução de exercícios, porém uma abordagem pela álgebra de grandezas pode provar uma resolução mais rápida aos exercícios e demonstrações acima. Essa abordagem será demonstrada posteriormente.

### Sugestões para Livro: química na abordagem do cotidiano – 5ª. edição. Editora Moderna Plus – Tito e Canto. Volume 1 – Unidade I.

A demonstração presente na foto 11 – determinação de átomos de carbono - pode ser demonstrada por análise dimensional. Como o autor deseja demonstrar quantos átomos existem em 0,012kg de carbono 12 podemos proceder do seguinte modo:

Convertendo os 0,012kg de carbono em massa temos:

$$0,012 \text{ kg}(\text{C}) \cdot \frac{1000 \text{ g}(\text{C})}{1 \text{ kg}(\text{C})} = 12 \text{ g}(\text{C})$$

Fazendo uso do fator de conversão da quantidade de matéria presente na massa molar do carbono (C = 12g/mol):



$$12\cancel{g(C)} \cdot \frac{1\cancel{mol(C)}}{12\cancel{g(C)}} = 1mol(C)$$

E finalmente fazendo uso da constante de avogrado ( $1mol = 6.10^{23}$ )

$$1\cancel{mol(C)} \cdot \frac{6.10^{23}\cancel{(C)}}{1\cancel{mol(C)}} = 6.10^{23}atomos$$

Ou então de forma mais resumida, temos:

$$0,012\cancel{kg(C)} \cdot \frac{1000\cancel{g(C)}}{1\cancel{kg(C)}} \cdot \frac{1\cancel{mol(C)}}{12\cancel{g(C)}} \cdot \frac{6.10^{23}atomos\cancel{(C)}}{1\cancel{mol(C)}} = 6.10^{23}atomos(C)$$

Esse mesmo raciocínio pode ser aplicado em explicações posteriores. Na foto 12 temos a determinação de numero de átomos em 27g de Alumínio. A mesma estratégia de resolução pode ser aplicada:

$$27\cancel{g(Al)} \cdot \frac{1\cancel{mol(Al)}}{27\cancel{g(Al)}} \cdot \frac{6.10^{23}atomos\cancel{(Al)}}{1\cancel{mol(Al)}} = 6.10^{23}atomos(Al)$$

E até mesmo na determinação de átomos de 40g cálcio, na foto 13:

$$40\cancel{g(Ca)} \cdot \frac{1\cancel{mol(Ca)}}{40\cancel{g(Ca)}} \cdot \frac{6.10^{23}atomos\cancel{(Ca)}}{1\cancel{mol(Ca)}} = 6.10^{23}atomos(Ca)$$

Através da massa atômica e a compreensão do significado de massa molar os exercícios acima puderam ser realizados sem que houvesse necessidade de memorizar certas substituições (como substituição de “u” por “ $6.10^{23}$ ”).

Nos exemplos da foto 14 e 15 temos determinação do numero de moléculas, o procedimento por análise dimensional só é modificado durante a massa molar. Que assim como nos exemplos anteriores, é necessário pegar a massa molecular do composto analisado.

Na foto 14, durante determinação de número de moléculas de água presentes em 18g de  $H_2O$ . Temos:

$$18\cancel{g(H_2O)} \cdot \frac{1\cancel{mol(H_2O)}}{18\cancel{g(H_2O)}} \cdot \frac{6.10^{23}moléculas\cancel{(H_2O)}}{1\cancel{mol(H_2O)}} = 6.10^{23}moléculas(H_2O)$$

E na determinação de número de moléculas de sacarose presentes em 342 g de sacarose, na foto 14, temos:

$$342\cancel{g(C_{12}H_{22}O_{11})} \cdot \frac{1\cancel{mol(C_{12}H_{22}O_{11})}}{342\cancel{g(C_{12}H_{22}O_{11})}} \cdot \frac{6.10^{23}moléculas\cancel{(C_{12}H_{22}O_{11})}}{1\cancel{mol(C_{12}H_{22}O_{11})}} = 6.10^{23}moléculas(C_{12}H_{22}O_{11})$$

Durante a resolução dos exercícios é possível continuar aplicando a álgebra de grandezas e análise dimensional sem mudar de explicação ou método durante explicação do conteúdo e resolução de exercícios (conforme feito pelos autores):

Na foto 16, temos a resolução do exercício 17. Nesse exercício temos a descrição de uma pessoa bebendo 252 g de água em 7 goles. No item a, o autor pergunta quantos gramas de água é ingerido em 1 gole (supondo goles iguais). No item b, o autor pergunta quantas moléculas são engolidas num único gole.

Para realizarmos o item a, temos como objetivo encontrar:

$$objetivo = \frac{g(água)}{1\text{ gole}}$$

Nesse exercício tabelamos os dados abaixo em fatores de conversão:

Dado	Fator de conversão
1- Massa de água no copo	252 g (água)

2- Goles dados para consumir a água	7 goles
3- Massa molar da água	$\frac{18g \text{ (água)}}{1 \text{ mol (água)}}$
4- Constante de avogrado	$\frac{6.10^{23} \text{ moléculas (água)}}{1 \text{ mol (água)}}$

Para chegarmos ao objetivo proposto no item a, basta usarmos o primeiro dado no numerador e dividir esse valor pelo fator de conversão 2.

$$\frac{252 \text{ g (água)}}{7 \text{ goles}} = \frac{36g \text{ (água)}}{1 \text{ gole}}$$

Agora para chegarmos a quantas moléculas são consumidas num único gole, mudamos apenas nosso objetivo para encontrar a seguinte unidade:

$$\text{objetivo} = \frac{\text{moléculas (água)}}{1 \text{ gole}}$$

Que encontramos através dos 4 fatores de conversão acima. pelo fator de conversão:

$$\frac{252 \text{ g (água)}}{7 \text{ goles}} \cdot \frac{1 \text{ mol (água)}}{18g \text{ (água)}} \cdot \frac{6.10^{23} \text{ moléculas (água)}}{1 \text{ mol (água)}} = \frac{1,2.10^{24} \text{ moléculas (água)}}{1 \text{ gole}}$$

Terminando assim o exercício 17 da página 421 apenas por análise dimensional.

O exercício resolvido da página 423 (foto 17) pede que se calcule quanto átomos de silício estão presentes em 56mg desse elemento. Conforme proposto anteriormente esse exercício será realizado através da regra de três.

Para isso temos como objetivo encontrar quantos átomos de silício serão encontrados:

Objetivo: átomos(Si).

Temos então os seguintes fatores de conversão tabelados abaixo:

Dado	Fator de conversão
1- Constante de avogrado	$\frac{6.10^{23} \text{ atomos (Si)}}{1 \text{ mol (Si)}}$
2- Massa molar do Silício	$\frac{28 \text{ g (Si)}}{1 \text{ mol (Si)}}$
3- Massa de silício	56 mg = 0,056g (Si)

Dessa forma para atingirmos a unidade desejada, devemos fazer uso dos fatores de conversão acima:

$$\frac{6.10^{23} \text{ atomos (Si)}}{1 \text{ mol (Si)}} \cdot \frac{1 \text{ mol (Si)}}{28 \text{ g (Si)}} \cdot 0,056g \text{ (Si)} = 1,2.10^{21} \text{ atomos (Si)}$$

## Volume 1: unidades J: Comportamento físico dos gases,

Nesse capítulo a apresentação de gráficos e vários recursos visuais possibilitam ao aluno uma boa aproximação do cotidiano a abordagem química. A linguagem de proporcionalidade esta presente no capítulo. Porém o formalismo matemático que poderia ser desenvolvido não é aproveitado. Anunciando a lei de Boyle para gases como:



Para uma massa fixa de gás a uma dada temperatura constante, a pressão e o volume são inversamente proporcionais:

$$P \cdot V = \text{constante} \quad \text{ou} \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

(foto 18 – volume 1 pág 446 – tito e canto – Lei de Boyle)

Não é trabalhado o fato que a proporcionalidade pode ser matematicamente descrita e trabalhada. De forma que a coesão (entre o texto e as fórmulas) é prejudicada. Não ficando clara ao aluno a relação entre o que foi anunciado acima com as fórmulas demonstradas abaixo.

As mesmas observações foram feitas com as observações de Charles e Gay Lussac:

A pressão de uma amostra gasosa, mantida a volume constante, é diretamente proporcional à temperatura na escala kelvin:

$$\frac{P}{T} = \text{constante} \quad \text{ou} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

O volume de uma amostra gasosa, mantida a pressão constante, é diretamente proporcional à temperatura na escala kelvin:

$$\frac{V}{T} = \text{constante} \quad \text{ou} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

(foto 19 – volume 1 pág 454 – tito e canto – Lei de Charles e Gay Lussac)

Fica uma lacuna de como podemos proceder a partir de observações empíricas, como “diretamente proporcional” ou “inversamente proporcional”, chegar matematicamente a uma expressão com uma constante associada. É um procedimento simples que será demonstrado mais a frente.

### **Sugestões para Livro: química na abordagem do cotidiano – 5ª. edição. Editora Moderna Plus – Tito e Canto. Volume 1 – UnidadeJ.**

A sugestão para esse capítulo seria no formalismo adotado pelo autor ao tratar as relações gerais de gases para transformações isotérmicas (foto 18), isobáricas e isocóricas (presentes na foto 19).

Com os exemplos ilustrados no decorrer do capítulo os autores conseguem passar a ideia que em transformações isotérmicas, volume e pressão são inversamente proporcionais. Assim como em isocóricas, volume e temperatura são diretamente proporcionais e em isobáricas, volume e temperatura são diretamente proporcionais.

Desse modo, os autores poderiam dar uma abordagem e mostrar o símbolo de proporcionalidade, por exemplo, na foto 19 ao demonstrar que em isocóricas, pressão e volume são diretamente proporcionais, poderia ser colocado em linguagem matemática:

$$P \propto T$$

Essa mesma relação pode ser trocada por uma igualdade, mas sempre tendo uma constante associada. Desse modo a equação acima pode ser escrita como:

$$P = k \cdot T$$

Isolando a constante, conseguimos chegar a:

$$k = \frac{P}{T}$$

E como em a constante é a mesma durante o início da transformação e ao final da transformação teríamos:

Início	Fim	Equação
$k = \frac{P_i}{T_i}$	$k = \frac{P_f}{T_f}$	Como $k = k$ , temos: $\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$

E esse mesmo procedimento poderia ser repetido para explicar as transformações isotérmicas e isobáricas.

## Volume 1: unidades K: Estequiometria

Aqui o foco da análise foi na metodologia adotada para resolução dos exercícios. Os exercícios são todos realizados através da regra de três, que pode ser demonstrado nas fotos 20,21,22 abaixo:

11 (UFS-SE) Uma das principais causas do aumento do efeito estufa é o aumento da quantidade de  $\text{CO}_2$ , proveniente da queima de combustíveis fósseis.

Supondo que uma gasolina seja composta apenas por heptano ( $\text{C}_7\text{H}_{16}$ ), a quantidade, em kg, de  $\text{CO}_2$  produzido pela queima completa de 10 litros dessa gasolina é aproximadamente de:

Dados:

Massas Molares (g/mol)

$\text{C}_7\text{H}_{16}$  ..... 100

$\text{CO}_2$  ..... 44

Densidade de heptano: 0,70 g/mL

a) 3.                      d) 31.  
b) 7.                      e) 49.  
c) 22.

Comentário dos autores:

A equação química que representa a combustão (queima) completa do heptano é

$$\text{C}_7\text{H}_{16} + 11\text{O}_2 \rightarrow 7\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$$

**Resolução**

Usando a densidade do heptano, vamos determinar inicialmente a massa de heptano presente em 10 L.

Grandezas: Massa	Volume	
0,70 g	1 mL	$\left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\} \Rightarrow \begin{array}{l} x = 7,0 \cdot 10^3 \text{ g} \\ \text{ou } x = 7,0 \text{ kg} \end{array}$
x	$1,0 \cdot 10^4 \text{ mL}$	

$\text{C}_7\text{H}_{16}$	$7 \text{ CO}_2$	
1 mol	7 mol	$\left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\} \Rightarrow \begin{array}{l} y = 22 \text{ kg} \end{array}$
Grandezas: Massa	Massa	
100 g	$7 \cdot 44 \text{ g}$	
7,0 kg	y	

Alternativa c.

(foto 20 – volume 1 pág 488 – tito e canto – exercício resolvido nº11)

Na foto 20 acima, temos um simples exercício em que o aluno saiba converter uma unidade de volume em massa (a partir da densidade). E a partir da massa relacionar essa a quantidade de massa de outra substância.

13 (Funrei-MG) Leia o texto a seguir.

O funcionamento dos air-bags nos automóveis é resultado de esforços combinados de químicos e engenheiros e já salvou milhares de vidas no mundo. O sistema é ativado por sensores que detectam uma colisão e iniciam a explosão elétrica de uma pequena carga. Isso, por sua vez, desencadeia a transformação química de uma substância, produzindo um gás, que preenche uma bolsa plástica. Uma das substâncias utilizadas é o azoteto de sódio,  $\text{NaN}_3$ . Essa substância se decompõe no air-bag de acordo com a seguinte reação:

$$2 \text{NaN}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na} (\text{l}) + 3 \text{N}_2 (\text{g})$$

Que massa aproximada de azoteto de sódio, em gramas, é capaz de produzir um volume igual a 11,2 litros de gás, nas Condições Normais de Temperatura e Pressão? (Considere que 1 mol de gás ocupa 22,4 litros nas CNTP.) Massas atômicas aproximadas (em u): Na = 23; N = 14.

a) 44,8. b) 32,5. c) 21,6. d) 84,5.

**Resolução**

	$2 \text{NaN}_3$		$3 \text{N}_2$
Proporção:	2 mol		3 mol
Grandezas:	Massa		Volume
	$2 \cdot 65 \text{ g}$		$3 \cdot 22,4 \text{ L}$
	x		11,2 L

$\Rightarrow x = 21,67 \text{ g}$

Alternativa c.

(foto 21 – volume 1 pág 500 – tito e canto – exercício resolvido nº13)

O exercício acima exige que o aluno saiba relacionar massa e volume de diferentes espécies através de cálculos estequiométricos. A abordagem do autor é através de regras de três.

16 (UFV-MG) O gás acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ), matéria-prima para o preparo de diversos compostos químicos, pode ser obtido pela reação do carbeto de cálcio ( $\text{CaC}_2$ ) com água à temperatura ambiente. O carbeto de cálcio é produzido industrialmente através da reação entre óxido de cálcio ( $\text{CaO}$ ) e uma fonte de carbono (carvão mineral ou vegetal). As equações abaixo representam as reações ocorridas.

$$\text{CaO} + 3 \text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$$

$$\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2$$

a) Supondo 100% de rendimento, qual será a massa de carbeto de cálcio obtida a partir de 280,5 g de óxido de cálcio?

b) Supondo 100% de rendimento, qual será a massa de gás acetileno obtida a partir de 280,5 g de óxido de cálcio?

c) A 1 atm de pressão e temperatura de  $27^\circ\text{C}$  (300 K), qual será o volume de gás acetileno obtido a partir de 280,5 g de óxido de cálcio? (Considere  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ )

**Resolução**

a)

	$\text{CaO}$		$\text{CaC}_2$
Proporção:	1 mol		1 mol
Grandezas:	Massa		Massa
	56 g		64 g
	280,5 g		x

$\Rightarrow x = 321 \text{ g}$

b)

	$\text{CaO}$		$\text{C}_2\text{H}_2$
Proporção:	1 mol		1 mol
Grandezas:	Massa		Massa
	56 g		26 g
	280,5 g		y

$\Rightarrow y = 130 \text{ g}$

c)  $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$

$$V = \frac{\frac{130 \text{ g}}{26 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$\Rightarrow V = 123 \text{ L}$

(foto 22 – volume 1 pág 502 – tito e canto – exercício resolvido nº16)

Do exercício acima é exigido que o aluno saiba fazer cálculos estequiométricos envolvendo relações massa-massa, e usar corretamente a equação de Clapeyron.

Exercícios envolvendo cálculos estequiometria envolvendo rendimento também são resolvidos com regra de três:

19 (Vunesp) A reação entre amônia e metano ( $\text{CH}_4$ ) é catalisada por platina. Formam-se cianeto de hidrogênio e hidrogênio gasosos.

a) Escreva a equação química balanceada da reação.

b) Calcule as massas dos reagentes para obtenção de 2,70 kg de cianeto de hidrogênio, supondo 80% de rendimento da reação.

(Dados:  $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$ ;  $\text{N} = 14 \text{ g/mol}$ ;  $\text{C} = 12 \text{ g/mol}$ )

**Comentário dos autores:**  
Dizer que a reação é "catalisada por platina" significa que a presença de platina promove aumento da velocidade da reação.

**Resolução**

a)  $\text{NH}_3 (\text{g}) + \text{CH}_4 (\text{g}) \rightarrow \text{HCN} (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g})$

b)

	$\text{NH}_3$	$\text{CH}_4$	$\text{HCN}$
Proporção:	1 mol	1 mol	1 mol
			↓ 80%
Proporção:	1 mol	1 mol	0,80 mol
Grandezas: Massa	Massa	Massa	Massa
	17 g	16 g	$0,80 \cdot 27 \text{ g}$
	x	y	2,70 kg

$x = 2,125 \text{ kg}$        $y = 2,000 \text{ kg}$

(foto 22 – volume 1 pág 513 – tito e canto – exercício resolvido nº19)

A abordagem envolvendo álgebra de grandezas e análise dimensional será discutida posteriormente.

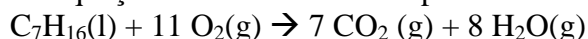
### Sugestões para Livro: química na abordagem do cotidiano – 5ª. edição. Editora Moderna Plus – Tito e Canto. Volume 1 – Unidade K.

Uma demonstração por análise dimensional para o mesmo exercício proposto pelo autor na foto 20 (exercício resolvido 11 – pág. 488) será realizada. Nesse exercício o autor pergunta qual seria a massa em kg de  $\text{CO}_2$  liberadas durante a queima de 10L de heptano. Fornecendo os dados da massa molar de  $\text{CO}_2$  (44g/mol) e do  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  (100g/mol) e a densidade do  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  (0,7g/ml).

Desse modo temos o objetivo:

Objetivo: kg ( $\text{CO}_2$ )

É necessário construir a equação de combustão do heptano:



Desse modo podemos encontrar nessa equação a relação de quantidade de matéria de heptano consumido para a quantidade de matéria de  $\text{CO}_2$  produzida. Juntando os dados acima, podemos colocar esses em forma de fator de conversão e então tabela-los abaixo:

Dado	Fator de conversão
1- Massa molar do $\text{CO}_2$	$\frac{44\text{g} (\text{CO}_2)}{1\text{mol} (\text{CO}_2)}$
2- Massa molar do $\text{C}_7\text{H}_{16}$	$\frac{100\text{g} (\text{C}_7\text{H}_{16})}{1\text{mol} (\text{C}_7\text{H}_{16})}$
3- Relação estequiométrica em quantidade de matéria ( $\text{CO}_2$ e $\text{C}_7\text{H}_{16}$ )	$\frac{1\text{mol} (\text{C}_7\text{H}_{16})}{7\text{mol} (\text{CO}_2)}$
4- Densidade do $\text{C}_7\text{H}_{16}$	$\frac{0,7\text{g} (\text{C}_7\text{H}_{16})}{1 \text{ mL} (\text{C}_7\text{H}_{16})}$
5- Volume de $\text{C}_7\text{H}_{16}$	$\frac{10\text{L} (\text{C}_7\text{H}_{16})}{10000\text{mL} (\text{C}_7\text{H}_{16})}$

Esse primeiro exercício será realizado passo a passo. A fim de encontrarmos a massa de  $\text{CO}_2$  produzida em kg, podemos partir do primeiro dado. Transformando essa massa em “kg( $\text{CO}_2$ )”

$$\frac{44g(\text{CO}_2)}{1\text{mol}(\text{CO}_2)} \cdot \frac{1kg(\text{CO}_2)}{1000g(\text{CO}_2)} = \frac{44kg(\text{CO}_2)}{1000\text{mol}(\text{CO}_2)}$$

Para eliminarmos a grandeza “mol” do denominador, usamos o fator de conversão 3. Dividindo por esse. Equivalendo a multiplicar pelo inverso:

$$\frac{44kg(\text{CO}_2)}{1000\text{mol}(\text{CO}_2)} \cdot \frac{7\text{mol}(\text{CO}_2)}{1\text{mol}(\text{C}_7\text{H}_{16})} = \frac{44 \cdot 7\text{kg}(\text{CO}_2)}{1000\text{mol}(\text{C}_7\text{H}_{16})}$$

Ao eliminarmos a unidade de quantidade de matéria de  $\text{CO}_2$  do denominador, uma nova grandeza aparece “mol ( $\text{C}_7\text{H}_{16}$ )”. Para eliminarmos essa grandeza utilizamos o fator de conversão 2. Dividindo o nosso fator pelo fator de conversão numero 2 (equivalendo a multiplicar pelo inverso do 2):

$$\frac{44 \cdot 7\text{kg}(\text{CO}_2)}{1000\text{mol}(\text{C}_7\text{H}_{16})} \cdot \frac{1\text{mol}(\text{C}_7\text{H}_{16})}{100g(\text{C}_7\text{H}_{16})} = \frac{44 \cdot 7\text{kg}(\text{CO}_2)}{1000 \cdot 100g(\text{C}_7\text{H}_{16})}$$

Agora podemos eliminar a nova unidade do denominador multiplicando-o pelo fator de conversão 4:

$$\frac{44 \cdot 7\text{kg}(\text{CO}_2)}{1000 \cdot 100g(\text{C}_7\text{H}_{16})} \cdot \frac{0,7g(\text{C}_7\text{H}_{16})}{1\text{mL}(\text{C}_7\text{H}_{16})} = \frac{44 \cdot 7 \cdot 0,7\text{kg}(\text{CO}_2)}{1000 \cdot 100\text{mL}(\text{C}_7\text{H}_{16})}$$

E para eliminarmos esse ultimo termo do denominador, multiplicamos nosso fator pelo fator de conversão 5:

$$\frac{44 \cdot 7 \cdot 0,7\text{kg}(\text{CO}_2)}{1000 \cdot 100\text{mL}(\text{C}_7\text{H}_{16})} \cdot \frac{10000\text{mL}(\text{C}_7\text{H}_{16})}{1} = 22kg(\text{CO}_2)$$

Todo esse raciocínio pode ser resumido:

$$\frac{44g(\text{CO}_2)}{1\text{mol}(\text{CO}_2)} \cdot \frac{1kg(\text{CO}_2)}{1000g(\text{CO}_2)} \cdot \frac{7\text{mol}(\text{CO}_2)}{1\text{mol}(\text{C}_7\text{H}_{16})} \cdot \frac{1\text{mol}(\text{C}_7\text{H}_{16})}{100g(\text{C}_7\text{H}_{16})} \cdot \frac{0,7g(\text{C}_7\text{H}_{16})}{1\text{mL}(\text{C}_7\text{H}_{16})} \cdot \frac{10000\text{mL}(\text{C}_7\text{H}_{16})}{1} = 22kg(\text{CO}_2)$$

Os próximos 4 exercícios resolvidos pelo autor serão brevemente descritos e terão sua análise resumida como demonstrado logo acima.

O exercício resolvido 13, da foto 21. Mostra a equação de decomposição do azoteto de sódio. E a seguir pede a massa de azoteto de sódio em gramas necessária para produzir 11,2L de gás (dado o volume molar na CNTP: 22,4L/mol; Massa molar do Na: 23g/mol e N:14g/mol). Temos como objetivo:

*objetivo: g( $\text{NaN}_3$ )*

Desse modo, temos então os seguintes dados:

Dado	Fator de conversão
1- Massa molar do $\text{NaN}_3$	$\frac{65g(\text{NaN}_3)}{1\text{mol}(\text{NaN}_3)}$
2- Volume de gás ( $\text{N}_2$ )	$11,2L(\text{N}_2)$
3- Volume molar (CNTP)	$\frac{22,4L(\text{N}_2)}{1\text{mol}(\text{N}_2)}$
4- Relação estequiométrica (em quantidade de matéria)	$\frac{3\text{mol}(\text{N}_2)}{2\text{mol}(\text{NaN}_3)}$

Aplicando assim a análise dimensional temos:

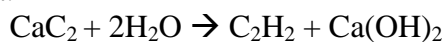
$$\frac{65g (NaN_3)}{1mol (NaN_3)} \cdot \frac{2 mol (NaN_3)}{3 mol (N_2)} \cdot \frac{1 mol (N_2)}{22,4L (N_2)} \cdot 11,2L (N_2) = 21,67g (NaN_3)$$

Resposta certa alternativa: c

O exercício presente na foto 22, descreve duas reações, a produção do carbetto de cálcio a partir de seu óxido:



E a sua reação com a água:



A seguir o item divide-se em 3 itens.

- No primeiro ele pede a massa de carbetto de cálcio obtida a partir de 280,5g de CaO.
- No segundo ele pede a massa de acetileno a partir de 280,5g de CaO
- No terceiro item ele pede o volume de acetileno obtido a 1 atm, 300k, a partir de 280,5g de CaO.

O exercício fornece a constante dos gases (0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.k<sup>-1</sup>).

Do primeiro item, temos como objetivo encontrar a massa de carbetto de cálcio:

*objetivo: g (CaC<sub>2</sub>)*

Desse modo, calculamos a massa molar de CaC<sub>2</sub>, a massa molar de CaO, e verificamos sua relação estequiométrica na primeira equação:

Dado	Fator de conversão
1- Massa molar do CaC <sub>2</sub>	$\frac{64g (CaC_2)}{1 mol (CaC_2)}$
2- Massa molar do CaO	$\frac{56g (CaO)}{1 mol (CaO)}$
3- relação estequiométrica (em quantidade de matéria)	$\frac{1 mol (CaO)}{1 mol (CaC_2)}$
4- Massa de CaO	280,5g de CaO

Resolvendo:

$$\frac{64g (CaC_2)}{1 mol (CaC_2)} \cdot \frac{1 mol (CaC_2)}{1 mol (CaO)} \cdot \frac{1 mol (CaO)}{56g (CaO)} \cdot 280,5g (CaO) = 321g (CaC_2)$$

A partir do segundo item, nosso objetivo é:

*objetivo: g (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>)*

Iniciamos com a mesma quantidade de CaO, logo teremos produzido 321g de CaC<sub>2</sub> na primeira reação que serão usados na segunda para produção de acetileno, logo devemos encontrar a massa molar do acetileno, a massa molar do CaC<sub>2</sub>, a relação estequiométrica em quantidade de matéria:

Dado	Fator de conversão
1- Massa molar do CaO	$\frac{56g (CaO)}{1 mol (CaO)}$
2- Massa molar do C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	$\frac{26g (C_2H_2)}{1 mol (C_2H_2)}$
3- relação estequiométrica (em quantidade de matéria)	$\frac{1 mol (CaC_2)}{1 mol (C_2H_2)}$
4- Massa de CaO	280,5g de CaO



5- relação estequiométrica (em quantidade de matéria)	$\frac{1 \text{ mol (CaO)}}{1 \text{ mol (CaC}_2\text{)}}$
---	--

Resolvendo (do início):

$$\frac{26 \text{ g (C}_2\text{H}_2\text{)}}{1 \text{ mol (C}_2\text{H}_2\text{)}} \cdot \frac{1 \text{ mol (C}_2\text{H}_2\text{)}}{1 \text{ mol (CaC}_2\text{)}} \cdot \frac{1 \text{ mol (CaC}_2\text{)}}{1 \text{ mol (CaO)}} \cdot \frac{1 \text{ mol (CaO)}}{56 \text{ g (CaO)}} \cdot 280,5 \text{ g de CaO} = 130 \text{ g (C}_2\text{H}_2\text{)}$$

E no último item temos como objetivo:

*objetivo: L (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>)*

Partindo do item B, essa quantidade de gás levou a formação de 130g de acetileno. Os dados coletados são:

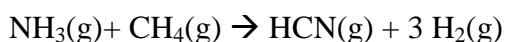
Dado	Fator de conversão
1. Constante dos gases	$0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$
2. Massa de acetileno produzida	130g
3. Massa molar do C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	$\frac{26 \text{ g (C}_2\text{H}_2\text{)}}{1 \text{ mol (C}_2\text{H}_2\text{)}}$
4. Pressão	1 atm
5. Temperatura	300K

Resolvendo:

$$0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot \frac{1}{1 \text{ atm}} \cdot 300 \text{ K} \cdot \frac{1 \text{ mol (C}_2\text{H}_2\text{)}}{26 \text{ g (C}_2\text{H}_2\text{)}} \cdot 130 \text{ g} = 123 \text{ L}$$

Poderíamos optar por resolver pela equação de Clapeyron, mas foi possível notar que mesmo nesse exercício não houve necessidade.

No último exercício resolvido pelo autor (foto 22), à abordagem adotada pelo autor continua sendo por regra de três. É importante notar que nesse exercício existe rendimento de 80%. Na reação de produção de ácido cianídrico e gás hidrogênio a partir da amônia e metano:



A partir da equação acima, o exercício pede que se calcule a massa dos reagentes para produção de 2,7kg de HCN. Com rendimento de 80%. Dessa forma nosso objetivo será:

Objetivo: g (NH<sub>3</sub>); g (CH<sub>4</sub>)

A abordagem adotada para esse exercício, vai fugir um pouco do procedimento normal de resolução dos livros. Poderíamos multiplicar o rendimento pela quantidade de matéria do produto de maneira que a relação estequiométrica ao invés de 1:1 de reagente: produto, seria (com 80% de rendimento) 1: 0,8.

De maneira compreender um pouco o sentido de diretamente e inversamente proporcional. Exercitaremos um modo diferente, ignoramos inicialmente o rendimento da reação podemos proceder do seguinte modo:

Reações podemos proceder do seguinte modo:			
Dados	Fatores de conversão		
1 – massa molar	$\frac{27g\ (HCN)}{1\ mol\ (HCN)}$	$\frac{16g\ (CH_4)}{1\ mol\ (CH_4)}$	$\frac{17g\ (NH_3)}{1\ mol\ (NH_3)}$
2 – relação estequiométrica	$\frac{1\ mol\ (HCN)}{1\ mol\ (CH_4)}$	$\frac{1\ mol\ (HCN)}{1\ mol\ (NH_3)}$	
3- massa de HCN	$2,7kg\ (HCN) = 2700g\ (HCN)$		

Desse modo a massa do reagente  $\text{CH}_4$  necessária seria de:

$$\frac{16g(\text{CH}_4)}{1\text{ mol}(\text{CH}_4)} \cdot \frac{1\text{ mol}(\text{CH}_4)}{1\text{ mol}(\text{HCN})} \cdot \frac{1\text{ mol}(\text{HCN})}{27g(\text{HCN})} \cdot 2700g(\text{HCN}) = 1600g(\text{CH}_4)$$

Temos uma massa de 1600g para um rendimento de 100%

E a massa de  $\text{NH}_3$  necessária, será de:

$$\frac{17g(\text{NH}_3)}{1\text{ mol}(\text{NH}_3)} \cdot \frac{1\text{ mol}(\text{NH}_3)}{1\text{ mol}(\text{HCN})} \cdot \frac{1\text{ mol}(\text{HCN})}{27g(\text{HCN})} \cdot 2700g(\text{HCN}) = 1700g(\text{NH}_3)$$

Tendo uma massa de 1700g ( $\text{CH}_4$ ) para um rendimento de 100%.

Agora aqui podemos construir um fator de conversão para esses resultados baseados em seu rendimento. Precisamos de 1600g ( $\text{CH}_4$ ) num rendimento de 100%. Erroneamente, não podemos dizer que o fator de conversão seria:

$$\frac{1600g(\text{CH}_4)}{100\%(\text{rendimento})} \text{ ou } \frac{100\%(\text{rendimento})}{1600g(\text{CH}_4)}$$

Aqui é importante lembrar que a quantidade de reagentes consumidos é inversamente proporcional ao rendimento. De modo que, quanto maior o rendimento da reação, menor a quantidade de reagente consumida. E vice versa. Desse modo temos que:

$$\text{rendimento} \propto \frac{1}{\text{reagente (Consumido)}}$$

Que assim pode ser convertida numa igualdade com uma constante associada:

$$\text{rendimento} = k \cdot \frac{1}{\text{reagente (Consumido)}}$$

Isolando k, temos:

$$k = \text{rendimento} \cdot \text{reagente (Consumido)}$$

Então como precisamos de 1600g ( $\text{CH}_4$ ) num rendimento de 100%. Nosso fator de conversão será:

$$\frac{100\%(\text{rendimento}) \cdot 1600g(\text{CH}_4)}{1} \text{ ou } \frac{1}{100\%(\text{rendimento}) \cdot 1600g(\text{CH}_4)}$$

Por isso para eliminarmos esse 100% de rendimento, devemos dividir pelo nosso rendimento (80%):

$$\frac{100\%(\text{rendimento}) \cdot 1600g(\text{CH}_4)}{1} \cdot \frac{1}{80\%(\text{rendimento})} = 2000g(\text{CH}_4)$$

O mesmo processo é realizado para amônia:

$$\frac{100\%(\text{rendimento}) \cdot 1700g(\text{NH}_3)}{1} \cdot \frac{1}{80\%(\text{rendimento})} = 2125g(\text{NH}_3)$$

Como dito anteriormente, esse exercício também pode ser resolvido pela simples proporção em quantidade de matéria.

## Volume 2: unidades A: Concentração das soluções

Nessa unidade temos o capítulo 2 - expressando a concentração das soluções aquosas – além do conceito não foi encontrado material relacionado a resolução por álgebra de grandeza. A quantificação de concentração comum ou densidade de soluções é diretamente dada por fórmulas:



A concentração comum de uma solução expressa a massa de soluto presente num certo volume de solução:

$$C = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

(foto 22 – volume 2 pág 28 – tito e canto – quantificação da concentração comum de uma solução)

A densidade de uma solução é o resultado da divisão da sua massa pelo seu volume:

$$d = \frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}}$$

(foto 23 – volume 2 pág 30 – tito e canto – quantificação de densidade de uma solução)

A conversão de unidades é demonstrada de uma maneira pouco familiar. Podendo ser observada no exemplo abaixo, onde a conversão de 1,103kg/L em g/cm<sup>3</sup>:

No exemplo anterior, a solução A apresenta densidade de 1,103 kg/L (ou 1,103 kg/dm<sup>3</sup>), o que equivale a 1,103 g/mL (ou 1,103 g/cm<sup>3</sup>), conforme demonstrado a seguir:

$$\frac{1,103 \text{ kg}}{1 \text{ dm}^3} = \frac{1,103 \text{ kg}}{1 \text{ L}} \xrightarrow{\div 10^{-3}} \frac{0,001103 \text{ kg}}{0,001 \text{ L}} \xrightarrow{\text{equivale a}} \frac{1,103 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \xrightarrow{\text{equivale a}} \frac{1,103 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3}$$

Diagrama de conversão detalhado:

$$\frac{1,103 \text{ kg}}{1 \text{ dm}^3} \xrightarrow{\text{equivale a}} \frac{1,103 \text{ kg}}{1 \text{ L}} \xrightarrow{\div 10^{-3}} \frac{0,001103 \text{ kg}}{0,001 \text{ L}} \xrightarrow{\text{equivale a}} \frac{1,103 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \xrightarrow{\text{equivale a}} \frac{1,103 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3}$$

(foto 24 – volume 2 pág 31 – tito e canto – conversão de kg/L para g/cm<sup>3</sup>)

Nos capítulos seguintes temos, respectivamente, “a concentração em quantidade de matéria” e “outras expressões de concentração”. A abordagem continua sendo matematicamente baseada na memorização de fórmulas.

A abordagem do autor sobre quantificação da concentração em quantidade de matéria:

A concentração em quantidade de matéria de uma solução expressa a quantidade em mols de soluto presente em cada decímetro cúbico de solução:

$$m_l = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

(foto 25 – volume 2 pág 35 – tito e canto – quantificação da concentração em quantidade de matéria de uma solução)

Um exercício sobre concentração em quantidade de matéria resolvido pelo autor:

7 (UFRN) A concentração é uma característica importante das soluções e um dado necessário para seu uso no laboratório, na indústria e no cotidiano. Abaixo, estão desenhados recipientes com os respectivos volumes de solução e massas de hidróxido de sódio (NaOH).

I                      II                      III                      IV

A solução cuja concentração molar é 1,0 mol/L está contida no recipiente:

a) I.    c) III.  
b) II.    d) IV.

(foto 24 – volume 2 pág 36 – tito e canto – exercício resolvido nº7 - enunciado)

**Resolução**

**Recipiente I**  
Quantidade de matéria:  

$$n = \frac{20,0 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} \Rightarrow n = 0,50 \text{ mol}$$
 Concentração em quantidade de matéria:  

$$M = \frac{0,50 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} \Rightarrow M = 1,0 \text{ mol/L}$$

**Alternativa a.**

**Recipiente II**  
Quantidade de matéria:  

$$n = \frac{20,0 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} \Rightarrow n = 0,50 \text{ mol}$$
 Concentração em quantidade de matéria:  

$$M = \frac{0,50 \text{ mol}}{1,000 \text{ L}} \Rightarrow M = 0,50 \text{ mol/L}$$

**Recipiente III**  
Quantidade de matéria:  

$$n = \frac{40,0 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} \Rightarrow n = 1,0 \text{ mol}$$
 Concentração em quantidade de matéria:  

$$M = \frac{1,0 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} \Rightarrow M = 2,0 \text{ mol/L}$$

**Recipiente IV**  
Quantidade de matéria:  

$$n = \frac{60,0 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} \Rightarrow n = 1,5 \text{ mol}$$
 Concentração em quantidade de matéria:  

$$M = \frac{1,5 \text{ mol}}{1,000 \text{ L}} \Rightarrow M = 1,5 \text{ mol/L}$$

(foto 25 – volume 2 pág 37 – tito e canto – exercício resolvido nº7 - resolução)

Ao tratar título e porcentagem em “outras expressões de concentração”, a abordagem matemática se mantém:

O título em massa de uma solução expressa a relação entre a massa de soluto presente numa amostra dessa solução e a massa total dessa amostra de solução:

$$\zeta_m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}}$$

(foto 26 – volume 2 pág 40 – tito e canto – título e porcentagem)

Resolução de um exercício sobre esse assunto:

**6** Em 50 L de ar seco e isento de poluentes há 39 L de gás nitrogênio. Qual é o título em volume do nitrogênio no ar?

**Resolução**

Empregando a definição de título em volume, temos:

$$\zeta_v = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{39 \text{ L}}{50 \text{ L}} \Rightarrow \zeta_v = 0,78$$

(foto 27 – volume 2 pág 42 – tito e canto – resolução de exercício)

Em cálculos que envolvem diluição, no capítulo 5, temos as seguintes fórmulas e os seguintes exercícios resolvidos:

$$n_{\text{soluto}} = n_{\text{f soluto}}$$

$$m_i \cdot V_i = m_f \cdot V_f$$

**11** (Mackenzie-SP) Aquecem-se 800 mL de solução 0,02 mol/litro de fosfato de sódio, até que o volume de solução seja reduzido de 600 mL. A concentração molar da solução final é:

- a)  $2,0 \cdot 10^{-3}$  mol/litro.      d)  $1,5 \cdot 10^{-2}$  mol/litro.  
b)  $3,0 \cdot 10^{-2}$  mol/litro.      e)  $5,0 \cdot 10^{-3}$  mol/litro.  
c)  $1,0 \cdot 10^{-2}$  mol/litro.

$\text{Na}_3\text{PO}_4$  (aq)

$m_i = 0,02 \text{ mol/L}$

$V_i = 800 \text{ mL}$

$\text{Na}_3\text{PO}_4$  (aq)

$m_f = ?$

$V_f = 200 \text{ mL}$

$$m_i \cdot V_i = m_f \cdot V_f$$

$$0,02 \cdot 0,8 = m_f \cdot 0,2$$

$$m_f = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Alternativa b.

(foto 28 – volume 2 pág 52 – tito e canto – abordagem e exercício nº 11)

Em mistura de soluções de mesmo soluto e mesmo solvente, a abordagem permanece a mesma (memorização de fórmulas):

$$\begin{aligned} m_{\text{soluto final}} &= m_{\text{soluto em A}} + m_{\text{soluto em B}} & \text{ou} & & C_f \cdot V_f &= C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B \\ n_{\text{soluto final}} &= n_{\text{soluto em A}} + n_{\text{soluto em B}} & \text{ou} & & m_i \cdot V_f &= m_A \cdot V_A + m_B \cdot V_B \end{aligned}$$

(foto 29 – volume 2 pág 55 e 56 – tito e canto - Fórmula para mistura de soluções)

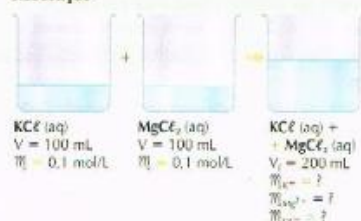
Em mistura de soluções temos vários exercícios espalhados tratados em diferentes sessões e unidades:

### EXERCÍCIO RESOLVIDO

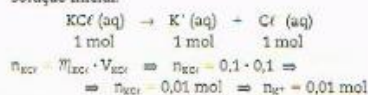
(UFRJ) Misturando-se 100 mL de solução aquosa 0,1 molar de  $KCl$ , com 100 mL de solução aquosa 0,1 molar de  $MgCl_2$ , as concentrações de íons  $K^+$ ,  $Mg^{2+}$  e  $Cl^-$  na solução resultante serão, respectivamente,

- $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;
- $0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;  $0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;
- $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;
- $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;  $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;
- $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

#### Resolução



Cálculo da quantidade de matéria do íon  $K^+$  na solução inicial:

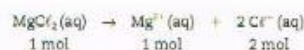
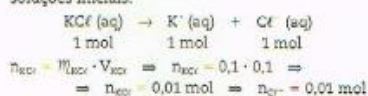


Como não está havendo uma reação química, a quantidade em mols do soluto antes e após a mistura é a mesma.

Cálculo da concentração em quantidade de matéria do íon  $K^+$  na solução final:

$$M_{K^+} = \frac{n_{K^+}}{V} = \frac{0,01}{0,2} \Rightarrow M_{K^+} = 0,05 \text{ mol/L}$$

Cálculo da quantidade de matéria do íon  $Cl^-$  nas soluções iniciais:



$$n_{MgCl_2} = M_{MgCl_2} \cdot V_{MgCl_2} \Rightarrow n_{MgCl_2} = 0,1 \cdot 0,1 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{MgCl_2} = 0,01 \text{ mol} \Rightarrow n_{Cl^-} = 0,02 \text{ mol}$$

Portanto, a quantidade total de íons  $Cl^-$  é igual a 0,03 mol.

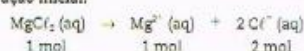
Como não está havendo uma reação química, a quantidade em mols do soluto antes e após a mistura é a mesma.

Cálculo da concentração em quantidade de matéria do íon  $Cl^-$  na solução final:

$$M_{Cl^-} = \frac{n_{Cl^-}}{V} \Rightarrow M_{Cl^-} = \frac{0,03}{0,2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow M_{Cl^-} = 0,15 \text{ mol/L}$$

Cálculo da quantidade de matéria do íon  $Mg^{2+}$  na solução inicial:



$$n_{MgCl_2} = M_{MgCl_2} \cdot V_{MgCl_2} \Rightarrow n_{MgCl_2} = 0,1 \cdot 0,1 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{MgCl_2} = 0,01 \text{ mol} \Rightarrow n_{Mg^{2+}} = 0,01 \text{ mol}$$

Como não está havendo uma reação química, a quantidade em mols do soluto antes e após a mistura é a mesma.

Cálculo da concentração em quantidade de matéria do íon  $Mg^{2+}$  na solução final:

$$M_{Mg^{2+}} = \frac{n_{Mg^{2+}}}{V} = \frac{0,01}{0,2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow M_{Mg^{2+}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

Alternativa e.

(foto 30 – volume 2 pag 58 – tito e canto – mistura de soluções)

Nesse exercício o autor mostra como achar a concentração de íons, quando misturamos soluções diferentes com íons em comum. No exercício acima, a resolução é feita através de fórmulas.

13 (PUC-SP) Adicionaram-se 100 mL de solução de  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  de concentração 0,40 mol/L a 100 mL de solução de  $\text{Na}_2\text{S}$  de concentração 0,20 mol/L. Sabendo-se que a reação ocorre com formação de um sal totalmente solúvel ( $\text{NaNO}_3$ ) e um sal praticamente insolúvel ( $\text{HgS}$ ), as concentrações, em mol/L, dos íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Hg}^{2+}$  presentes na solução final são respectivamente:

a)  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .  
b)  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .  
c)  $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .  
d)  $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .  
e)  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

**Resolução**

$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S} (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{NaNO}_3 (\text{aq}) + \text{HgS} (\text{s})$   
1 mol — 1 mol — 2 mol — 1 mol  
0,04 mol 0,02 mol — 0,04 mol 0,02 mol ← Quantidade misturada  
0,02 mol 0,02 mol — 0,04 mol 0,02 mol ← Reage e forma  
0,02 mol — 0,04 mol 0,02 mol ← Resta no final  
↑  
Excesso

Foram consumidos na reação 0,02 mol de  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq})$  e 0,02 mol de  $\text{Na}_2\text{S} (\text{aq})$ . Como foi adicionado 0,04 mol de  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq})$ , resta, na solução final, 0,02 mol (excesso). Além do excesso, está presente na solução final 0,04 mol de  $\text{NaNO}_3 (\text{aq})$ . O corpo de chão (precipitado) é constituído por 0,02 mol de  $\text{HgS} (\text{s})$ .

$m_{\text{Na}^+} = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V} \Rightarrow m_{\text{Na}^+} = \frac{0,04}{0,2} \Rightarrow m_{\text{Na}^+} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$   
 $m_{\text{Hg}^{2+}} = \frac{n_{\text{Hg}^{2+}}}{V} \Rightarrow m_{\text{Hg}^{2+}} = \frac{0,02}{0,2} \Rightarrow m_{\text{Hg}^{2+}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Alternativa b.

(foto 31 – volume 2 pág 62 – tito e canto – mistura de soluções)

No exercício acima (foto 31) o autor demonstra como poderia usar das fórmulas para chegar até a determinação da concentração, quando misturamos soluções que levam a formação de precipitado.



**11** Uma amostra de 25 mL de uma solução aquosa de  $\text{Ca(OH)}_2$  foi titulada com  $\text{HCl}$  0,10 mol/L. Determinou-se que o volume de solução ácida necessário para atingir a viragem do indicador foi 40 mL. Determine a concentração de  $\text{Ca(OH)}_2$  expressa em mol/L.

**Resolução**

Quantidade de ácido que reagiu:  $n_{\text{ácido}} = M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}}$   
 Quantidade de base que reagiu:  $n_{\text{base}} = M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$   
 A equação balanceada da reação entre o ácido e a base é:

$$2 \text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

Por meio dessa equação, sabemos que a proporção entre as quantidades em mols de  $\text{HCl}$  e de  $\text{Ca(OH)}_2$  é de 2 : 1. Assim, podemos montar uma regra de três:

Proporção:	2 mol	1 mol
Grandezas:	Quantidade de matéria	Quantidade de matéria
	2 mol	1 mol
	$M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}}$	$M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$

$$\Rightarrow M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = 2 \cdot M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

A rigor, os volumes devem estar em L (ou  $\text{dm}^3$ ), pois essa expressão foi deduzida a partir da definição de  $M$ . Contudo, podemos empregar outra unidade de volume, desde que seja a mesma em ambos os membros da equação (já que nesse caso se mantém, entre os volumes, a mesma proporcionalidade que existe quando ambos estão expressos em litros).

$$0,10 \text{ mol/L} \cdot 40 \text{ mL} = 2 \cdot M_{\text{base}} \cdot 25 \text{ mL}$$

$M_{\text{base}} = 0,08 \text{ mol/L}$

Compare essa resolução (que envolve uma proporção em mols de 2 : 1) com o exemplo apresentado no texto (que envolve uma proporção em mols de 1 : 1) e perceba que não vale a pena memorizar uma equação que se aplica à titulação.

É muito mais vantajoso deduzir a relação entre as grandezas envolvidas, no momento em que se faz necessária, a partir da proporção expressa pelos coeficientes estequiométricos da equação química. Afinal, trata-se apenas de um cálculo estequiométrico!

(foto 32 – volume 2 pág 67 – tito e canto – mistura de soluções)

Esse último exercício mostra mistura de soluções que reagem entre si, nesse caso entre um ácido e base (titulação). Ainda assim o método de resolução se baseia através da memorização de fórmulas.

Os exercícios acima também podem ser resolvidos através da análise dimensional e será demonstrado abaixo.

### Sugestões para Livro: química na abordagem do cotidiano – 5ª. edição. Editora Moderna Plus – Tito e Canto. Volume 2 – Unidade A

Na demonstração da foto 24, temos a conversão de  $1,103 \text{ kg/dm}^3$  para  $\text{g/cm}^3$ . Essa conversão também pode ser demonstrada através da análise dimensional:

$$\frac{1,103 \text{ kg}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = \frac{1,103 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3}$$

Nas fotos 24 e 25 temos o enunciado e a resolução do exercício nº7, respectivamente. Foi proposto uma abordagem diferente daquela mostrada pelo autor (que preza pela formulas), propondo assim uma abordagem pela análise dimensional.

Esse exercício mostra quatro béqueres de volumes diferentes com diferentes massas de soluto (NaOH) dissolvidas em cada um. E dentre os 4 o exercício requisita que seja demonstrado o béquer que apresenta concentração em quantidade de matéria igual a 1 mol/L.

Nosso objetivo é encontrar qual dos béqueres possui as seguintes unidades:

$$\text{Objetivo: } \frac{1 \text{ mol (NaOH)}}{L \text{ (solução)}}$$

E a partir dos resultados descobrir qual desses apresenta a concentração de 1 mol/L.

Coletando os dados fornecidos, podemos tabelar esses abaixo:

Dado:	Fatores de conversão:			
	Béquer 1	Béquer 2	Béquer 3	Béquer 4
1: volume do béquer (solução)	500mL = 0,5L	1000mL = 1L	500mL = 0,5L	1000mL = 1L
2: Massa de NaOH	20g	20g	40g	60g
3: Massa molar do NaOH	$\frac{40g \text{ (NaOH)}}{1 \text{ mol (NaOH)}}$			

Para encontrarmos nosso objetivo (mol/L) para o béquer 1, procedemos de seguinte modo:

$$\frac{1 \text{ mol (NaOH)}}{40g \text{ (NaOH)}} \cdot \frac{20g \text{ (NaOH)}}{1} \cdot \frac{1}{0,5 L \text{ (solução)}} = \frac{1 \text{ mol (NaOH)}}{L \text{ (solução)}}$$

O mesmo raciocínio pode ser usado para determinar a concentração dos outros béqueres. Porém como já conseguimos alcançar o objetivo. A resposta do exercício é o béquer I.

Dentro da mistura de soluções o autor resolveu um exercício (foto 28) onde se aquecem 800mL de solução de 0,02mol/L de fosfato de sódio. Até que seu volume fosse reduzido a 600mL, perguntando assim a concentração em quantidade de matéria no final. Propomos de realizar esse exercício sem fazer uso da fórmula de diluições mas sim por análise dimensional.

Desse modo temos como objetivo achar:

$$\text{Objetivo: } \frac{\text{mol (Na}_3\text{PO}_4 - \text{final da diluição)}}{L \text{ (Na}_3\text{PO}_4 - \text{final da diluição)}}$$

Os dados fornecidos, podem ser usados como fatores de conversão:

Dado	Fator de conversão
1: Concentração inicial	$\frac{0,02 \text{ mol (Na}_3\text{PO}_4 - \text{início da diluição)}}{1 L \text{ (Na}_3\text{PO}_4 - \text{início da diluição)}}$
2: Volume inicial	0,8 L (Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> – início da diluição)
3: Volume final	0,6 L (Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> – final da diluição)

Então primeiramente encontram-se a quantidade de matéria inicial (mol – início da diluição):

$$\frac{0,02 \text{ mol (Na}_3\text{PO}_4 - \text{início da diluição)}}{1 L \text{ (Na}_3\text{PO}_4 - \text{início da diluição)}} \cdot 0,8 L \text{ (Na}_3\text{PO}_4 - \text{início da diluição)} = 0,016 \text{ mol (Na}_3\text{PO}_4 - \text{início da diluição)}$$

Para que o exercício prossiga é importante que o aluno tenha em mente que durante uma diluição a quantidade de matéria permanece a mesma. Assim como um aquário contendo 1 peixe, continuará tendo 1 peixe, caso seja tirado água ou inserida água. De modo que a quantidade de matéria no início da diluição é a quantidade de matéria ao final da diluição:  $0,016 \text{ mol (Na}_3\text{PO}_4 - \text{início da diluição)} = 0,016 \text{ mol (Na}_3\text{PO}_4 - \text{final da diluição)}$

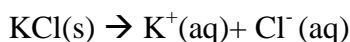
Para chegarmos ao nosso objetivo inicial, basta dividir esse valor pelo volume final:

$$\frac{0,016 \text{ mol } (Na_3PO_4 - \text{final da diluição})}{0,6 \text{ L } (Na_3PO_4 - \text{final da diluição})} = 0,2667 \frac{\text{mol } (Na_3PO_4 - \text{final da diluição})}{\text{L } (Na_3PO_4 - \text{final da diluição})}$$

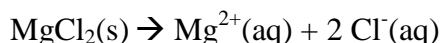
O exercício 25, presente na foto 30, temos a mistura de 2 soluções. A primeira com 100mL de uma solução contendo KCl na concentração 0,1 mol/L e a segunda com 100mL de uma solução de MgCl<sub>2</sub> na concentração de 0,1 mol/L. Determinando assim a concentração dos íons presentes na solução.

Objetivo:  $\frac{\text{mol } (K^+)}{\text{L } (solução \text{ final})}, \frac{\text{mol } (Cl^-)}{\text{L } (solução \text{ final})}, \frac{\text{mol } (Mg^{2+})}{\text{L } (solução \text{ final})}$

Sabendo que após a mistura, o volume da solução será a soma das outras duas soluções de 0,1L, totalizando 0,2L. Também é possível escrever as equações de dissociação iônica para o KCl:



E para o MgCl<sub>2</sub>:



Coletando-se os dados e passando esses para fatores de conversão:

Dado	Fator de conversão		
	K <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	Mg <sup>2+</sup>
1 – relação estequiométrica	$\frac{1 \text{ mol } (K^+)}{1 \text{ mol } (KCl)}$	$\frac{1 \text{ mol } (Cl^-)}{1 \text{ mol } (KCl)}$ e $\frac{2 \text{ mol } (Cl^-)}{1 \text{ mol } (MgCl_2)}$	$\frac{1 \text{ mol } (Mg^{2+})}{1 \text{ mol } (MgCl_2)}$
2 – concentração da solução inicial	$\frac{0,1 \text{ mol } (KCl)}{1 \text{ L } (solução)}$	$\frac{0,1 \text{ mol } (MgCl_2)}{1 \text{ L } (solução)}$	
3 – Volume da solução inicial gasto	0,1L (solução)	0,1L (solução)	
4 – Volume total da solução final	0,2L (solução final)		

Desse modo podemos achar a quantidade de matéria de K<sup>+</sup>, 0,1L (solução)<sup>+</sup>:

$$\frac{1 \text{ mol } (K^+)}{1 \text{ mol } (KCl)} \cdot \frac{0,1 \text{ mol } (KCl)}{1 \text{ L } (solução)} \cdot 0,1 \text{ L } (solução) = 0,01 \text{ mol } (K^+)$$

Para determinarmos a quantidade de matéria de Mg<sup>2+</sup>:

$$\frac{1 \text{ mol } (Mg^{2+})}{1 \text{ mol } (MgCl_2)} \cdot \frac{0,1 \text{ mol } (MgCl_2)}{1 \text{ L } (solução)} \cdot 0,1 \text{ L } (solução) = 0,01 \text{ mol } (Mg^{2+})$$

Os íons de cloreto (Cl<sup>-</sup>) podem ser formados de dois modos, pela dissociação do cloreto de magnésio (MgCl<sub>2</sub>):

$$\frac{2 \text{ mol } (Cl^-)}{1 \text{ mol } (MgCl_2)} \cdot \frac{0,1 \text{ mol } (MgCl_2)}{1 \text{ L } (solução)} \cdot 0,1 \text{ L } (solução) = 0,02 \text{ mol } (Cl^-)$$

E pela dissociação do Cloreto de potássio (KCl):

$$\frac{1 \text{ mol } (Cl^-)}{1 \text{ mol } (KCl)} \cdot \frac{0,1 \text{ mol } (KCl)}{1 \text{ L } (solução)} \cdot 0,1 \text{ L } (solução) = 0,01 \text{ mol } (Cl^-)$$

Totalizando:

$$0,02 \text{ mol } (Cl^-) + 0,01 \text{ mol } (Cl^-) = 0,03 \text{ mol } (Cl^-)$$



Para encontrarmos então a concentração em quantidade de matéria, basta dividirmos os valores encontrados acima pelo dado 4:

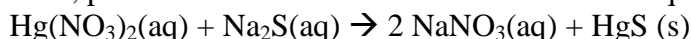
$$\frac{0,01\text{mol} (K^+)}{0,2\text{L (solução final)}} = \frac{0,05\text{mol} (K^+)}{\text{L (solução final)}}$$

$$\frac{0,01\text{mol} (Mg^{2+})}{0,2\text{L (solução final)}} = \frac{0,05\text{mol} (Mg^{2+})}{\text{L (solução final)}}$$

$$\frac{0,03\text{mol} (Cl^-)}{0,2\text{L (solução final)}} = \frac{0,15\text{mol} (Cl^-)}{\text{L (solução final)}}$$

Encontramos assim a letra e.

Temos também a resolução de uma questão com formação de precipitado por reação com reagente em excesso, presente na foto 31. O exercício descreve a equação abaixo:



Misturando 100mL de uma solução de nitrato de mercúrio de concentração 0,4mol/L e 100mL de uma solução de sulfeto de sódio de concentração 0,2 mol/L. O exercício pede a concentração dos íons de mercúrio e de sódio na solução, após a mistura:

*objetivo:*  $\frac{\text{mol}(\text{Na}^+)}{\text{L (solução final)}}$  e  $\frac{\text{mol}(\text{Hg}^{2+})}{\text{L (solução final)}}$

Coletando os dados e transformando-os em fatores de conversão temos:

Dado	Fator de conversão
1- Volume da solução de nitrato de mercúrio.	$1\text{L (solução Hg(NO}_3)_2)$
2- Volume da solução de sulfeto de sódio.	$1\text{L (solução Na}_2\text{S)}$
3- Concentração da solução de nitrato de mercúrio.	$\frac{0,4\text{mol} (\text{Hg(NO}_3)_2)}{1\text{L (solução Hg(NO}_3)_2)}$
4- Concentração da solução de sulfeto de sódio.	$\frac{0,2\text{mol} (\text{Na}_2\text{S})}{1\text{L (solução Na}_2\text{S)}}$

Dessa forma temos a quantidade de matéria:

$$\frac{0,4\text{mol} (\text{Hg(NO}_3)_2)}{1\text{L (solução Hg(NO}_3)_2)} \cdot 0,1\text{L (solução Hg(NO}_3)_2) = 0,04\text{mol} (\text{Hg(NO}_3)_2)$$

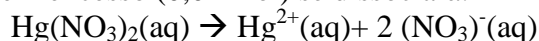
$$\frac{0,2\text{mol} (\text{Na}_2\text{S})}{1\text{L (solução Na}_2\text{S)}} \cdot 0,1\text{L (solução Na}_2\text{S)} = 0,02\text{mol} (\text{Na}_2\text{S})$$

Através da proporção estequiométrica, vemos que a proporção em quantidade de matéria do  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  (nitrato de mercúrio) e  $\text{Na}_2\text{S}$  (sulfeto de sódio) é de 1:1. De modo que caso para todo o nitrato de mercúrio (0,04 mol) ser consumido é necessário a mesma proporção de sulfeto de sódio (0,04 mol). Como essa quantidade não está disponível, pois temos apenas 0,02 mol de  $\text{Na}_2\text{S}$ . É provável que a reação esteja com reagente em excesso e limitante.

Fazendo a mesma análise para o  $\text{Na}_2\text{S}$ . Para que todo o Sulfeto de sódio fosse consumido é necessário a mesma quantidade de nitrato de mercúrio, de modo que se tivermos que consumir todos 0,02 mol de sulfeto de sódio, precisaremos de 0,02 mol de nitrato de mercúrio. Como temos 0,04 mol de nitrato de mercúrio essa reação é possível de ocorrer, e

descobrimos que o nitrato de mercúrio está em excesso (0,02 mol) e que todo o sulfeto de mercúrio será consumido (0,02 mol) sendo o reagente limitante.

O nitrato de mercúrio em excesso (0,02 mol) se dissociará:

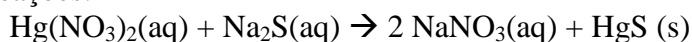


De modo que a relação estequiométrica do  $\text{Hg}^{2+}$  e do  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  é de 1:1. De modo que se temos 0,02 mol de  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  essa quantidade se dissociará em 0,02 mol de  $\text{Hg}^{2+}$ .

Como o volume total é de 0,2L teremos a concentração de íons  $\text{Hg}^{2+}$ :

$$\frac{0,02 \text{ mol}(\text{Hg}^{2+})}{0,2 \text{ L (solução final)}} = \frac{0,1 \text{ mol}(\text{Hg}^{2+})}{\text{L (solução final)}}$$

E para determinar a quantidade de íons  $\text{Na}^+$ , vemos que a relação estequiométrica segue as seguintes reações:



Como temos o consumo de 0,02 mol de sulfeto de mercúrio, para determinarmos a quantidade de  $\text{Na}^+$  produzido, podemos usar as relações estequiométricas como fator de conversão:

$$0,02 \text{ mol}(\text{Na}_2\text{S}) \cdot \frac{2 \text{ mol}(\text{NaNO}_3)}{1 \text{ mol}(\text{Na}_2\text{S})} \cdot \frac{1 \text{ mol}(\text{Na}^+)}{1 \text{ mol}(\text{NaNO}_3)} = 0,04 \text{ mol}(\text{Na}^+)$$

Para determinarmos sua concentração final, seguimos com o mesmo procedimento acima (temos que o volume final será de 0,2L):

$$\frac{0,04 \text{ mol}(\text{Na}^+)}{0,2 \text{ L (solução final)}} = \frac{0,2 \text{ mol}(\text{Na}^+)}{\text{L (solução final)}}$$

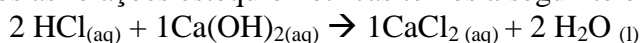
Chegamos então a resposta de 0,1mol/L para o íon de mercúrio e 0,2mol/L para o íon de sódio.

O ultimo exercício sobre mistura de soluções (foto 32), trata de uma titulação de ácido-base. Onde 25mL de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  são titulados com 40mL de  $\text{HCl}$  0,1mol/L. O exercício pede para determinar a quantidade de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  em mol/L.

Desse modo nosso objetivo será:

$$\text{objetivo: } \frac{\text{mol}(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{\text{L (solução base)}}$$

Para determinarmos as relações estequiométricas temos a seguinte equação:



Os valores abaixo podem ser convertidos em fatores de conversão e tabelados conforme abaixo:

Dado	Fator de conversão
1- Concentração do HCl	$\frac{0,1 \text{ mol}(\text{HCl})}{1 \text{ L (solução ácida)}}$
2- Volume de HCl	0,04L (solução ácida)
3- Volume de $\text{Ca}(\text{OH})_2$	0,025L (solução base)
4- Relação estequiométrica	$\frac{1 \text{ mol}(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{2 \text{ mol}(\text{HCl})}$

Reorganizando, através da análise dimensional:

$$\frac{1 \text{ mol } (Ca(OH)_2)}{2 \text{ mol } (HCl)} \cdot \frac{0,1 \text{ mol } (HCl)}{1 \text{ L } (solução \text{ ácida})} \cdot 0,04 \text{ L } (solução \text{ ácida}) \cdot \frac{1}{0,025 \text{ L } (solução \text{ base})}$$

$$= \frac{0,08 \text{ mol } (Ca(OH)_2)}{1 \text{ L } (solução \text{ base})}$$

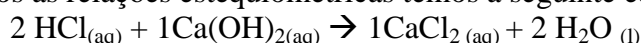
Encontramos assim a mesma resposta do autor sem fazer uso de fórmulas.

O ultimo exercício sobre mistura de soluções (foto 32), trata de uma titulação de ácido-base. Onde 25mL de  $Ca(OH)_2$  são titulados com 40mL de  $HCl$  0,1mol/L. O exercício pede para determinar a quantidade de  $Ca(OH)_2$  em mol/L.

Desse modo nosso objetivo será:

$$\text{objetivo: } \frac{\text{mol } (Ca(OH)_2)}{\text{L } (solução \text{ base})}$$

Para determinarmos as relações estequiométricas temos a seguinte equação:



Os valores abaixo podem ser convertidos em fatores de conversão e tabelados conforme abaixo:

Dado	Fator de conversão
1- Concentração do $HCl$	$\frac{0,1 \text{ mol } (HCl)}{1 \text{ L } (solução \text{ ácida})}$
2- Volume de $HCl$	$0,04 \text{ L } (solução \text{ ácida})$
3- Volume de $Ca(OH)_2$	$0,025 \text{ L } (solução \text{ base})$
4- Relação estequiométrica	$\frac{1 \text{ mol } (Ca(OH)_2)}{2 \text{ mol } (HCl)}$

Reorganizando, através da análise dimensional:

$$\frac{1 \text{ mol } (Ca(OH)_2)}{2 \text{ mol } (HCl)} \cdot \frac{0,1 \text{ mol } (HCl)}{1 \text{ L } (solução \text{ ácida})} \cdot 0,04 \text{ L } (solução \text{ ácida}) \cdot \frac{1}{0,025 \text{ L } (solução \text{ base})}$$

$$= \frac{0,08 \text{ mol } (Ca(OH)_2)}{1 \text{ L } (solução \text{ base})}$$

Encontramos assim a mesma resposta do autor sem fazer uso de fórmulas.

## Volume 2: unidades B: Propriedades coligativas

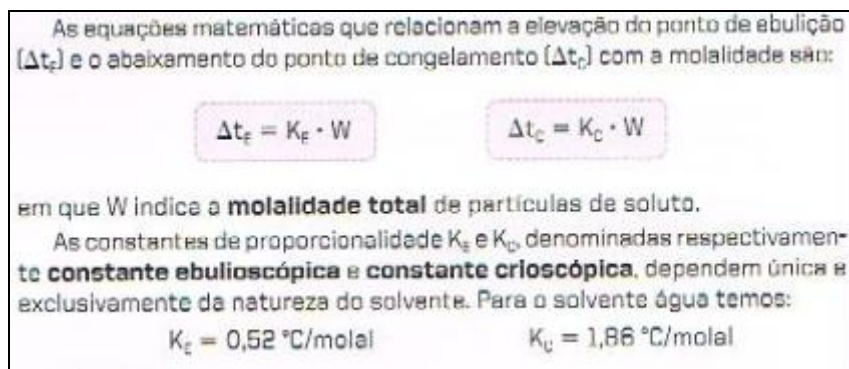
Nesse volume observou-se como os aspectos quantitativos da pressão osmótica são tratados nessa unidade:

A pressão osmótica ( $\pi$ ) de uma solução diluída de soluto não eletrólito é diretamente proporcional à concentração de partículas dissolvidas em solução expressa em mol/L e à temperatura da solução na escala kelvin:

$$\pi = M_{\text{solução}} \cdot R \cdot T \quad \text{ou} \quad \pi \cdot V_{\text{solução}} = n_{\text{soluto}} \cdot R \cdot T$$

(foto 33 – volume 2 pág 103 – tito e canto – pressão osmótica)

E até mesmo em aspectos quantitativos envolvendo a ebulioscopia e crioscopia:



(foto 34 – volume 2 pág 114 – tito e canto – ebuliocopia e crioscopia)

Infelizmente não foram encontrados exercícios resolvidos pelo autor. Porém é possível de usar a análise dimensional para realizar esses exercícios sem fazer uso das fórmulas acima. Bastando ter determinado conhecimento teórico. Essa determinação é feita nos exercícios do Julio Cesar, numa análise posterior, presente em:

- Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: SER PROTAGONISTA QUÍMICA – Edições SM –Julio Cesar Foschini Lisboa- Volume 2: Unidade I – Soluções: Dispersões: coloides, suspensões e soluções; Concentração das soluções; Diluição e mistura de soluções; Propriedades coligativas das soluções.

## Volume 2: unidades E: Eletrolise

Nessa unidade analisou-se a abordagem das leis de Faraday, não foi dada uma abordagem na perspectiva da álgebra de grandezas ou análise dimensional; prezando pela fórmula:

$$Q = i \cdot \Delta t$$

(foto 35 – volume 2 pág 226 – tito e canto – eletroquímica)

**12** Na eletrólise de uma solução aquosa de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  foram coletados 240 mL de gás no ânodo, a  $20^\circ\text{C}$  e 1 atm, durante 193 s. Qual o valor da corrente elétrica que atravessou esse circuito durante o processo? (Volume molar de gás a  $20^\circ\text{C}$  e 1 atm = 24 L.)

**Resolução**

Vamos calcular a carga por meio de uma regra de três entre carga elétrica e volume de gás na semirreação do ânodo:

$$4 \text{ OH}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O} (\text{l}) + 4 \text{ e}^-$$

Proporção:	1 mol		4 mol
Grandezas:	Volume		Carga
	24 L	—	$4 \cdot 96.500 \text{ C}$
	0,240 L	—	$Q$

}  $\Rightarrow$

$\Rightarrow \boxed{Q = 3.860 \text{ C}}$

Sabendo  $Q$  e  $\Delta t$ , podemos calcular a corrente elétrica ( $i$ ):

$$Q = i \cdot \Delta t \Rightarrow 3.860 \text{ C} = i \cdot 193 \text{ s} \Rightarrow \boxed{i = 20 \text{ A}}$$

(foto 36 – volume 2 pág 229 – tito e canto – resolução de exercício nº 12)

e regra de três:

**24** (Fuvest-SP) O alumínio é produzido pela eletrólise de  $Al_2O_3$  fundido. Uma usina opera com 300 cubas eletrolíticas e corrente de  $1,1 \cdot 10^5$  ampères em cada uma delas. A massa de alumínio, em toneladas, produzida em um ano é de aproximadamente:

a)  $1,0 \cdot 10^3$ .      c)  $3,0 \cdot 10^5$ .      e)  $2,0 \cdot 10^8$ .  
b)  $2,0 \cdot 10^5$ .      d)  $1,0 \cdot 10^8$ .

Dados: 1 ano =  $3,2 \cdot 10^7$  segundos.  
Carga elétrica necessária para neutralizar um mol de íons monovalentes =  $9,6 \cdot 10^4$  coulombs/mol. Massa molar do Al: 27 g/mol.

**Resolução**

$Q = i \cdot \Delta t$   
 $Q = 1,1 \cdot 10^5 \cdot 3,2 \cdot 10^7$   
 $Q = 3,52 \cdot 10^{12}$  C

1 F ——— 96.500 C  
x ———  $3,52 \cdot 10^{12}$  C

$x = 3,6 \cdot 10^7$  F (quantidade de carga que passa por uma cuba, em um ano, expressa em faradays)

$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al^0$   
3 mol — 1 mol  
3 F — 1 mol

$3,6 \cdot 10^7$  F — y  $\Rightarrow y = 1,2 \cdot 10^7$  mol  
(quantidade de Al produzida anualmente em uma cuba)

$n = \frac{m}{M}$   
 $1,2 \cdot 10^7 = \frac{m}{27}$   
 $m = 3,24 \cdot 10^8$  t (massa de Al obtida anualmente em cada cuba)

Como foram usadas 300 cubas, temos:  
 $m_{Al} = 300 \cdot 3,24 \cdot 10^8$  t  $\approx 1,0 \cdot 10^8$  t

Alternativa d.

(foto 37 – volume 2 pág 231 – tito e canto – resolução de exercício nº 24)

Uma outra abordagem será discutida posteriormente, resolvendo o mesmo exercício acima usando apenas a análise dimensional e conhecimentos teóricos sobre essa matéria.

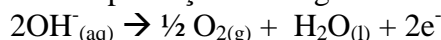
### Sugestões para Livro: química na abordagem do cotidiano – 5ª. edição. Editora Moderna Plus – Tito e Canto. Volume 2 – Unidade E

O exercício 12 (foto 36) de eletroquímica pode ser resolvido com análise dimensional. O exercício de eletrólise aquosa de  $Na_2SO_4$  foi feita coletando 240mL de gás no anodo, a 20°C, 1 atm, 193s. E o exercício pede para achar a quantidade de corrente que atravessou o circuito durante o processo, dando o volume molar de 24L/mol nessas condições.

Como o objetivo é achar a corrente, dada por ampere (A), que é pela definição a quantidade de carga (dada em coulombs –C) por unidade de tempo (s):

$$\text{objetivo: } A = \frac{C}{s}$$

A equação anódica que ocorre é a produção de oxigênio dada pela equação:



Relembrando o valor da constante de Faraday e coletando os dados acima temos:

Dado	Fator de conversão
------	--------------------



1- Volume de O <sub>2</sub>	0,24L (O <sub>2</sub> )
2- Volume molar do O <sub>2</sub>	$\frac{24L(O_2)}{1mol(O_2).1atm.20^{\circ}C}$
3- Pressão	1 atm
4- Temperatura	20°C
5- Relação estequiométrica	$\frac{1/2 mol(O_2)}{2 mol(e^-)}$
6- Constante de Faraday	$\frac{96500C}{1 mol(e^-)}$
7- Tempo	193s

Não temos o “A” para podermos isolar, mas temos a unidade de carga “C” e a unidade de tempo “s”, aplicando a análise dimensional com a álgebra de grandezas:

$$\frac{96500C}{1 mol(e^-)} \cdot \frac{2 mol(e^-)}{1/2 mol(O_2)} \cdot \frac{1mol(O_2).1atm.20^{\circ}C}{24L(O_2)} \cdot 0,24L(O_2) \cdot \frac{1}{1atm} \cdot \frac{1}{20^{\circ}C} \cdot \frac{1}{193s} = \frac{20C}{s} = 20 A$$

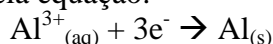
A verdadeira análise se resume a essa conversão feita acima. Sem fazer o uso de fórmulas mas de conceitos na hora de coletar os conceitos de cada valor.

(foto 37 – volume 2 pág 231 – tito e canto – resolução de exercício nº 24)

O exercício 24 (foto 37) aborda os aspectos quantitativos da eletroquímica. Na descrição da obtenção do alumínio em escala industrial, comenta que uma usina opera com 300 cubas e onde 1,1.10<sup>5</sup>A passa por cada cuba. Então o exercício pede que encontremos a massa de alumínio, em toneladas, produzida num ano.

$$\text{objetivo: } \frac{\text{ton (Al)}}{\text{ano}}$$

A redução do alumínio é dada pela equação:



Através da equação química acima, podemos achar as relações estequiométricas, contrário ao autor, não iremos usar a constante de Faraday (dado que nesse exercício foi dada outra constante para chegarmos ao nosso resultado) fazendo uso dos dados encontrados pelo exercício temos os seguintes fatores de conversão:

Dado	Fator de conversão
1- Equivalência ano-segundo	$\frac{3,2.10^7 s}{1 ano}$
2- Massa molar do Al	$\frac{27 g(Al)}{1 mol(Al)}$
3- Carga elétrica para neutralizar cátion monovalente	$\frac{9,6.10^4 C}{1mol de cátion monovalente} = \frac{9,6.10^4 C}{1mol de X^+}$

4- Corrente por cuba	$\frac{1,1 \cdot 10^5 A}{1 cuba} = \frac{1,1 \cdot 10^5 C}{1 cuba \cdot s}$
5- Números de cubas	300 cubas
6- Relação estequiométrica	$\frac{1 mol (Al)}{3 mol (e^-)}$
7- equivalência tonelada-grama	$\frac{1 ton}{10^6 g}$

O exercício pode ser resolvido conforme abaixo:

$$\frac{1 ton (Al)}{10^6 g (Al)} \cdot \frac{27 g (Al)}{1 mol (Al)} \cdot \frac{1 mol (Al)}{3 mol (e^-)} = \frac{27 ton (Al)}{3 \cdot 10^6 mol (e^-)}$$

Para continuar olhamos o dado 3, e lembramos que para cada cátion monovalente será necessário 1 mol de elétron para reduzi-lo:

$$\frac{9,6 \cdot 10^4 C}{1 mol de X^+} \cdot \frac{1 mol de X^+}{1 mol (e^-)} = \frac{9,6 \cdot 10^4 C}{1 mol (e^-)}$$

Continuando a álgebra de grandezas:

$$\frac{27 ton (Al)}{3 \cdot 10^6 mol (e^-)} \cdot \frac{1 mol (e^-)}{9,6 \cdot 10^4 C} \cdot \frac{1,1 \cdot 10^5 C}{1 cuba \cdot s} \cdot 300 cubas \cdot \frac{3,2 \cdot 10^7 s}{1 ano} = \frac{99000 ton (Al)}{1 ano}$$

Letra a

## Volume 2: unidades F: Termoquímica

Analizamos a seção do livro que contém a abordagem dos aspectos estequiométricos da termoquímica, suas resoluções são feitas na regra de três. Abaixo temos 2 resoluções feitas pelos autores:



**13** Consultando as massas atômicas na tabela periódica, calcule a energia liberada na combustão de 1,0 g de cada um dos combustíveis mencionados e conclua: qual deles libera maior quantidade de energia por unidade de massa?

**Resolução**

Grandezas:	Massa	Energia liberada	
Hidrogênio:	2 g — 286 kJ	} ⇒ <b>a = 143 kJ</b>	
1 g — a			
Metano:	16 g — 891 kJ	} ⇒ <b>b = 55,7 kJ</b>	
1 g — b			
Octano:	114 g — 5.471 kJ	} ⇒ <b>c = 48,0 kJ</b>	
1 g — c			
Metanol:	32 g — 726 kJ	} ⇒ <b>d = 22,7 kJ</b>	
1 g — d			
Etilanol:	46 g — 1.367 kJ	} ⇒ <b>e = 29,7 kJ</b>	
1 g — e			

Concluímos que o hidrogênio libera, na combustão, maior quantidade de energia por unidade de massa.

**14** Com base nos dados de densidade também apresentados em um gráfico da página anterior, calcule a energia liberada na combustão de 1,0 mL de cada um dos combustíveis em questão e conclua: qual deles libera maior quantidade de energia por unidade de volume?

**Resolução**

O valor da densidade, expressa em g/mL, informa a massa de um mililitro do combustível, nas condições a que se refere. Assim, vamos realizar uma resolução semelhante à da questão anterior, porém em lugar de um grama utilizaremos a massa de um mililitro do combustível.

Grandezas:	Massa	Energia liberada	
Hidrogênio:	2 g — 286 kJ	} ⇒ <b>a = 0,011 kJ</b>	
$8 \cdot 10^{-3}$ g — a			
Metano:	16 g — 891 kJ	} ⇒ <b>b = 0,036 kJ</b>	
$7 \cdot 10^{-4}$ g — b			
Octano:	114 g — 5.471 kJ	} ⇒ <b>c = 33,6 kJ</b>	
0,7 g — c			
Metanol:	32 g — 726 kJ	} ⇒ <b>d = 18,2 kJ</b>	
0,8 g — d			
Etilanol:	46 g — 1.367 kJ	} ⇒ <b>e = 23,8 kJ</b>	
0,8 g — e			

Concluímos que o octano libera, na combustão, maior quantidade de energia por unidade de volume.

Outro modo de realizar esses cálculos é multiplicar os resultados da questão anterior (em kJ/g) pelo valor da densidade de cada combustível (em g/mL), o que nos conduz à energia liberada na combustão de um mililitro do combustível (em kJ/mL).

(foto 38 – volume 2 pág 274 – tito e canto – resolução de exercício nº 13 e 14)

### Sugestões para Livro: química na abordagem do cotidiano – 5ª. edição. Editora Moderna Plus – Tito e Canto. Volume 2 – Unidade F

Os exercícios podem ser feitos seguindo a mesma metodologia para o livro da martha reis. Um exercício semelhante foi feito em:

- Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: Química – Meio ambiente – Cidadania – tecnologia. Editora FTD – Martha Reis. Volume 2 – Unidade 3.

### Volume 2: unidades H: Equilíbrio químico

Sobre essa unidade focou-se na rigorosidade das unidades da constante de equilíbrio. O autor realmente demonstra como as unidades da constante podem ser definidas:

**3 A unidade de  $K_c$**

$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$	$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$	⇒ $\frac{(mol/L)^2}{(mol/L)^1} = (mol/L)$
$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$	$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$	⇒ $\frac{(mol/L)^2}{(mol/L)^1 (mol/L)^3} = (mol/L)^{-2}$
$H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2 HCl(g)$	$K_c = \frac{[HCl]^2}{[H_2] \cdot [Cl_2]}$	⇒ $\frac{(mol/L)^2}{(mol/L)^1 (mol/L)^1} = \text{sem unidade}$

(foto 39 – volume 2 pág 329 – tito e canto – Unidades da constante de equilíbrio)

Mas infelizmente o autor não toma os devidos cuidados que alerta os alunos:

**18** (FUG-SP) Em determinadas condições de temperatura e pressão, existe 0,5 mol/L de  $N_2O_4$  em equilíbrio com 2 mol/L de  $NO_2$ , segundo a equação  $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ . Qual o valor da constante ( $K_c$ ) desse equilíbrio, nas condições da experiência?

**Resolução**

Como o problema forneceu as concentrações presentes no equilíbrio, basta introduzi-las na expressão de  $K_c$ :

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$$
$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(2)^2}{(0,5)} = 8$$

(foto 40 – volume 2 pág 330 – tito e canto – exercício resolvido nº18)

**Sugestões para Livro: química na abordagem do cotidiano – 5ª. edição. Editora Moderna Plus – Tito e Canto. Volume 2 – Unidade H**

Para calcular as unidades da expressão de  $K_c$  podemos proceder de mesmo modo que demonstrado no livro da martha reis:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]^1} = \frac{[2 (\frac{mol}{L})]^2}{[0,5 (\frac{mol}{L})]^1} = 8 (\frac{mol}{L})^1$$

Apesar da resolução feita pelo autor estar numericamente correta, o valor de  $K_c$  está com unidade incorreta. Sendo a unidade certa Mol/L

## Química – Editora Scipione – Andréa Horta e Eduardo Fleury.

A obra busca uma metodologia discursiva de aprendizagem, através de um sequenciamento de textos, projetos, atividades e exercícios. A obra tem como objetivo, uma metodologia que possa romper com a visão tradicional do ensino (onde simples memorização de conteúdos e resolução mecânica de exercícios são predominantes).

Dividida em 3 volumes, os conteúdos que esse TCC busca analisar estão predominantemente no volume 2 (soluções, equilíbrio químico, eletroquímica) e o conteúdo de cálculos estequiométricos estão presentes no volume 1.

### Volume 1: Capítulo 8 – Quantidades nas transformações químicas

Esse capítulo começa com uma atividade. Essa atividade se inicia descrevendo um experimento de precipitação sobre a deposição de iodeto de chumbo, como produto da reação de nitrato de chumbo em iodeto de potássio.

Nessa mesma atividade é requisitada que o aluno construa uma tabela mostrando a relação iodeto/nitrato. A instrução para encontrar essa relação está incorreta: “dividindo os volumes pelo menor valor”.

Em seguida, mediu-se a altura do precipitado nos cinco tubos, usando uma régua. Os resultados foram anotados no quadro 8-1.

Tubo	Volume da solução de KI (em mL)	Volume da solução de $Pb(NO_3)_2$ (em mL)	Altura do precipitado (em cm)
1	10	2	1,0
2	8	4	2,5
3	6	6	1,0
4	4	8	0,8
5	2	10	0,5

Quadro 8-1: Altura do precipitado de iodeto de chumbo (II),  $PbI_2$ , em função dos volumes de iodeto de potássio, KI, e de nitrato de chumbo (II),  $Pb(NO_3)_2$ , utilizados no experimento.

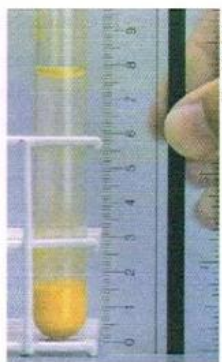


Figura 8-4: As alturas dos precipitados foram medidas com uma régua.

**O que fazer**

**A1** Reproduzam o quadro 8-1 no caderno e acrescentem mais uma coluna com o título: **Relação iodeto/nitrato**.

**A2** Utilizando os resultados obtidos para o experimento registrados no quadro 8-1, preencham a coluna Relação iodeto/nitrato, dividindo os volumes de cada tubo pelo menor valor. Por exemplo, no tubo 1, dividindo-se 10 mL e 2 mL por 2 mL, descobre-se que a relação iodeto/nitrato é 5/1 ou 5 : 1 (lê-se 5 por 1).

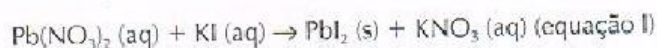
(foto 41 – volume 1 pag 231 – Eduardo Fleury – A2)

O texto 1 desse capítulo mostra a equação trabalhada no experimento acima. A equação não balanceada. O balanceamento de equação é abordado através do texto 1 a seguir:

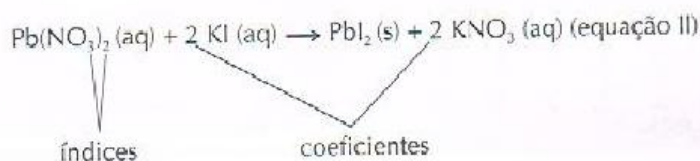
## TEXTO 1

### Contando átomos, moléculas e íons

Na atividade 1, você trabalhou com dados de um experimento para verificar qual é a relação ideal entre os volumes das soluções de nitrato de chumbo (II)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e iodeto de potássio (KI) que reagem para formar um sólido amarelo, iodeto de chumbo (II)  $\text{PbI}_2$  e um outro sal solúvel, nitrato de potássio  $\text{KNO}_3$ . Poderíamos representar essa reação por meio de uma equação química:



Como se observou na atividade 1, a proporção ótima na reação entre KI e  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  foi de 2/1. Como as soluções tinham a mesma concentração, isso nos obriga a reescrever a equação I colocando um coeficiente 2 na frente do KI, para indicar essa relação. A equação ficaria da seguinte forma:



(foto 42 – volume 1 pág 233 – Eduardo Fleury – balanceamento proposto)

A abordagem descrita acima pelo autor depende de informações empíricas para que o aluno consiga balancear uma equação. Apesar do método apresentado acima se basear em informações experimentais da atividade 1, é importante notar que esse experimento não foi realizado pelo aluno ou professor. Esse experimento foi realizado pelo autor e teve seus resultados fotografados para que o aluno pudesse analisar as fotos. E através da análise das fotos o aluno consegue chegar ao resultado. Os autores também não abordam como o balanceamento de equação química poderia ser realizado sem informações experimentais. Não mostrando cada passo do balanceamento por tentativas.

Porém o autor mostra como podemos comprovar que a equação está balanceada. Apesar de um raciocínio estar ligado a outro, não seria muito custoso por parte dos autores abordarem com mais clareza o balanceamento por tentativas:

Tipo de átomo	Pb	N	O	K	I
reagentes	1	$1 \times 2 = 2$	$3 \times 2 = 6$	$2 \times 1 = 2$	$2 \times 1 = 2$
produtos	1	$2 \times 1 = 2$	$2 \times 3 = 6$	$2 \times 1 = 2$	$1 \times 2 = 2$

Quadro 8-3: Conte os átomos nos reagentes e produtos nas duas equações e verifique você mesmo essa igualdade.

(foto 43 – volume 1 pág 234 – Eduardo Fleury – verificação de balanceamento)

O livro mostra o balanceamento a partir de dados experimentais e então mostra como verificar se a equação está balanceada. O método para verificar se a equação está devidamente balanceada pode ser usado também para balancear as equações propriamente ditas, seria o método de balanceamento por tentativa. Porém o livro não demonstra esse tipo de raciocínio de maneira clara e cobra em seus exercícios questões que exigem que o aluno saiba balancear através de tentativas:

A partir dessa equação devidamente balanceada, várias questões são cobradas em seguida:



**Q28.** (Ufop-MG) O esmalte dos dentes contém o mineral hidroxiapatita, um hidroxifosfato de cálcio. As bactérias ali residentes metabolizam o açúcar que, ao ser transformado em ácido lático, cria um pH abaixo de 5 na superfície dos dentes. Isso facilita o ataque pelo ácido resultando na cárie dentária. A reação de dissolução desse mineral é:

$$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$$

a) Determine a soma dos coeficientes estequiométricos da reação balanceada.

(foto 44 – volume 1 pág 243 – Eduardo Fleury – questão 28)

Com o proceder da unidade, o autor do livro conceitua o que seria mol, relacionando com a constante de avogrado, massa molar, e a lei de avogrado. Nesse tcc será analisada a metodologia empregada pelo livro na hora de determinar as relações estequiométricas. Se essas relações fazem uso ou não da álgebra de grandezas em sua metodologia.

Nessa unidade um dos focos estava na abordagem do autor relacionando a quantidade de matéria à quantidade de massa dos materiais. Infelizmente o autor não abordou e não foi observado no livro do aluno uma abordagem relacionando o uso da álgebra de grandezas ou análise dimensional durante sua resolução. A metodologia adotada se baseia em uma montagem de tabela:

**A6.** Copiem o quadro a seguir no caderno e completem-no, considerando a quantidade de matéria, em mol, e as massas molares, em g/mol, de cada substância envolvida na equação balanceada.

Substância	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	KI	$\text{PbI}_2$	$\text{KNO}_3$
Quantidade de matéria (em mol)				
Massas molares (em g/mol)				

Quadro 8-4: Dados para a quantidade de matéria (em mol) e as massas molares (em g/mol) de cada substância envolvida na equação que representa a reação entre o  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e o KI.

**A7.** Copiem o quadro a seguir no caderno e completem-no, considerando a equação da reação entre  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e KI.

Substância	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	KI	$\text{PbI}_2$	$\text{KNO}_3$
Massas das substâncias envolvidas (em g)	33,12	33,2		
Quantidade de matéria (em mol)				

Quadro 8-5: Dados para a massa (em g) e a quantidade de matéria (em mol), de cada substância envolvida na equação que representa a reação entre o  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e o KI.

(foto 45 – volume 1 pág 240 – atividade proposta para determinar relações de massa e quantidade de matéria)

O autor também demonstra como essa tabela pode ter seus valores convertidos para calculo de reagente limitante e excesso através da atividade 8 até 10:

**A8** Foram realizados dois experimentos com quantidades diferentes de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{KI}$ . Encontrem os valores para as incógnitas  $X$ ,  $Y$ ,  $Z$ ,  $W$  e  $V$  no quadro a seguir, considerando a equação da reação entre  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{KI}$ .

Experimento	Massas das substâncias antes da reação (g)		Massas das substâncias após a reação (g)			
	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{KI}$	$\text{PbI}_2$	$\text{KNO}_3$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{KI}$
1	$X$	176	230,5	$Y$	0	10
2	92,8	$Z$	$W$	$V$	10	0

Quadro 8-6: Dados para as massas das substâncias antes e depois da reação que ocorre entre o  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e o  $\text{KI}$ .

**A9** Calculem a quantidade de matéria (em mol) de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  nos experimentos 1 e 2.

**A10** O quadro a seguir indica as massas (em g) das espécies envolvidas na reação ( $A$ ,  $B$ ,  $C$  e  $D$ ) representada pela equação genérica  $A + B \rightarrow C + 2D$  em dois testes diferentes. Outras massas estão indicadas pelas letras  $W$ ,  $X$ ,  $Y$  e  $Z$ .

Teste	Massas das substâncias antes da reação (g)		Massas das substâncias após a reação (g)			
	$A$	$B$	$C$	$D$	$A$	$B$
1	$X$	59	68	18	0	10
2	$Y$	$W$	$Z$	54	10	0

Quadro 8-7: Dados para as massas das substâncias antes e depois da reação genérica representada no enunciado.

(foto 46 – volume 1 pág 240 – atividade proposta para determinar reagente em excesso e limitante – atividade 8 até 10)

### Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: Química – Editora Scipione – Andréa Horta e Eduardo Fleury – volume 1 : capítulo 8 – quantidade nas transformações químicas

O autor desse tcc acredita que as atividades propostas pelo autor infelizmente não carregam embasamento teórico concretos o suficiente de maneira que o aluno consiga realizar as atividades de maneira de maneira totalmente independente. Observa-se que a presença do professor como mediador de conceitos é de grande importância para aproveitamento total desse livro.

Outra critica é que o experimento 1, ao qual o capítulo faz constante referencia. O experimento 1 é um experimento ilustrativo constantemente utilizado no decorrer do capítulo. Um experimento investigativo ou demonstrativo poderia ser usado no lugar de interpretações de fotos e ilustrações. A ênfase dada nesse experimento ilustrado é de grande importância para que o aluno compreenda o assunto. Primeiro porque toda a explicação dessa unidade baseia-se na interpretação desse experimento ilustrativo (as atividades estão todas focadas na interpretação dos fenômenos observados nas fotos). E segundo porque não existem outras reações químicas abordadas pelo autor, de maneira que o aluno pudesse comparar ou analisar sua maneira de pensar. Então caso o aluno tenha dificuldades de compreender a conclusão desse experimento ilustrativo, ficará impedido de realizar até o simples balanceamento dessa equação.

Na parte matemática da estequiometria, não há referência a álgebra de grandezas. Assim como não há referência a cálculos que possam envolver fórmulas percentuais, pureza e rendimento.

## Volume 2: Capítulo 1- Soluções e solubilidades;

Nesse capítulo o autor aborda a base conceitual de soluções muito contextualizada ao cotidiano do aluno. Porém todo procedimento para obter a concentração em massa, quantidade de matéria e porcentagem é feita através de procedimentos experimentais realizadas em aula com o auxílio do professor.

O capítulo inicia-se explicando cada conteúdo (molaridade, concentração, porcentagem) através de experimentos ilustrativos investigativos questionando aspectos majoritariamente qualitativos. Pouca importância quantitativa é dada ao assunto, até o aluno chegar à última unidade desse capítulo. A proposta presente no capítulo pode ser problemática, caso o aluno apresente defasagem na matemática envolvida na quantificação de determinados fenômenos. Nesse último capítulo os autores mostram como lidar com a mistura de soluções com formação de precipitado. Toda a abordagem quantitativa vem de maneira bem condensada em apenas 2 exemplos.

O primeiro exemplo trata como achar a quantidade de matéria de  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  e  $\text{Na}_2\text{NO}_3$ , a partir de 10mL de uma solução 0,1 mol/L de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e 10mL de uma solução de 0,1 mol/L de  $\text{AgNO}_3$ :

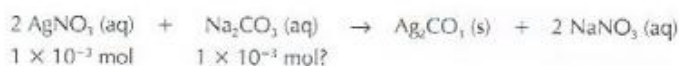
É simples calcular essa quantidade. Uma vez que a concentração é expressa em mol/L, basta multiplicar o volume usado da solução, em L, pela sua concentração. Sabemos que 1 mL é a milésima parte de 1 litro. Então,  $1 \text{ mL} = 1 \times 10^{-3} \text{ L}$  e  $10 \text{ mL} = 10 \times 10^{-3} \text{ L} = 1 \times 10^{-2} \text{ L}$ .

Portanto, as quantidades, em mol, de  $\text{AgNO}_3$  (aq) e  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (aq) (que são iguais, pois o volume e a concentração das soluções são os mesmos) são:

$$(0,1 \text{ mol/L}) \times (1 \times 10^{-2} \text{ L}) = 1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Note que a dimensão do resultado é **mol** por causa do cancelamento do L do volume com o 1/L da concentração.

Usando esses valores, podemos escrever:



Note que, se não houvesse o coeficiente estequiométrico 2 para o  $\text{AgNO}_3$  (aq), a quantidade de carbonato de prata formada sairia diretamente, como ocorrerá em muitas das reações. Sabemos, no entanto, que para cada 1 mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (aq) precisamos de **2 mols** de  $\text{AgNO}_3$  (aq). O nitrato de prata é, nesse caso, o **reagente limitante**, pois precisamos do dobro de sua quantidade, em mol, em relação ao carbonato de sódio e temos a mesma quantidade dos dois nos 10 mL da solução 0,1 mol/L. Isso significa que todo o nitrato de prata será consumido e que sobrá metade do carbonato de sódio. Assim, podemos reescrever as quantidades certas:



Note que, pela leitura dos coeficientes estequiométricos (observe a equação 1), sabemos que a quantidade de precipitado formado, no caso o carbonato de prata,  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ , é a mesma do carbonato de sódio usado. Há, portanto, uma sobra de carbonato de sódio, que permanece em solução, pois não havia quantidade suficiente de nitrato de prata para reagir com ele quando se misturaram 10 mL de cada um. Se tivessem sido usados 20 mL de nitrato de prata e 10 mL de carbonato de sódio, não haveria essa sobra.

Para calcular a massa de carbonato de prata formada, com base na quantidade em mol obtida, basta saber a massa molar do  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ . Consultando a tabela periódica, obtemos: massa molar de Ag = 107,9 g/mol; massa molar de C = 12,0 g/mol; massa molar de O = 16,0 g/mol.

Portanto, a massa molar do  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  é:

$$(2 \times 107,9 \text{ g/mol}) + 12,0 \text{ g/mol} + (3 \times 16,0 \text{ g/mol}) = 275,8 \text{ g/mol}$$



(foto 47 – volume 2 pág 35 – estequiometria em misturas de soluções com formação de precipitado)

**Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: Química – Editora Scipione – Andréa Horta e Eduardo Fleury – volume 2 : capítulo 1 – soluções e solubilidade.**

Todo o procedimento poderia ser aproveitado de maneira melhor. A forma como o exercício é tratado, respeita a álgebra de grandezas. Essa análise das dimensões poderia ser explicada com mais profundidade, permitindo o aluno perceber a utilidade dessa ferramenta na manipulação de grandezas. Em todo o capítulo, pela ausência de fórmulas, o exemplo dado pelo autor para se encontrar a quantidade de matéria a partir da molaridade é como visto acima. “Uma vez que a concentração é expressa em mol/L, basta multiplicar o volume usado da solução por L.” não explicando a verdadeira razão por trás disso.

A forma como chega-se a massa do carbonato é dado de maneira dogmática. Sem explicar o raciocínio que o aluno poderia ter utilizado para conseguir compreender porque nesse caso é multiplicado a quantidade de matéria pela massa de carbonato. A álgebra de grandezas realizada está correta, mas ela poderia ser mais detalhada. Aproveitando o que foi feito, poderiam ser adicionada a demonstração de como a análise dimensional permitiria ser usada até mesmo com uma mistura de dados envolvendo os conceitos vistos no capítulo (determinação a concentração de uma solução com densidade e porcentagem em massa definidos)

**Volume 2: Capítulo 2 – Termoquímica: energia nas mudanças de estado físico e nas transformações químicas;**

Não foram encontrados tópicos com direcionamento na abordagem estequiométrica dentro da termoquímica desse capítulo.

**Volume 2: Capítulo 4 – Uma introdução ao estudo do equilíbrio químico;**

Uma das observações feitas quando se atenta ao analisar um dos usos da análise dimensional em equilíbrio químico está no rigor das unidades em que são expressas o  $K_c$ .

O livro não alerta os alunos das unidades presentes no  $K_c$ . Assim como nos exercícios feitos pelos autores, eles acabam por omitir essas em alguns exercícios.

Q29. A água se decompõe a 25 °C segundo a equação a seguir:

$$2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$$

a) Escrevam no caderno a expressão para a constante de equilíbrio da decomposição da água.

b) Sabendo que o valor de  $K$  nesse caso é de  $1,0 \times 10^{-81}$ , o que vocês podem dizer em relação à quantidade de hidrogênio e de oxigênio formados na decomposição da água?

(foto 48 – volume 2 pág 149 – unidades da constante de equilíbrio omitidas)

Apesar de termos unidades de  $K$  adimensionais, no exemplo acima, o valor de  $K$  não pode ser adimensional, sendo sua dimensão igual a  $\text{mol.l}^{-1}$ .



**Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: Química – Editora Scipione – Andréa Horta e Eduardo Fleury – volume 2 : capítulo 4 – introdução ao estudo do equilíbrio químico:**

A foto 48 mostra um exercício onde temos um  $K_c$  adimensional. Para verificarmos as unidades dessa constante devemos atribuir as grandezas durante o cálculo do  $K_c$ . Sem colocar números podemos colocar só as unidades e verificar qual seria a unidade do  $K_c$ :

$$K_c = \frac{[H_2]^2 \cdot [O_2]^1}{[H_2O]^2} = \frac{\left(\frac{mol}{L}\right)^2 \cdot \left(\frac{mol}{L}\right)^1}{\left(\frac{mol}{L}\right)^2} = \left(\frac{mol}{L}\right)^1$$

Logo o valor de  $K$  dito como  $1,0 \times 10^{81}$  não pode estar adimensional, mas sim com as unidades de  $1,0 \times 10^{81} \text{ mol/L}$ .

**Volume 2: Capítulo 5 – Movimento de elétrons: uma introdução ao estudo da eletroquímica;**

A análise desse capítulo teve como base os aspectos quantitativos da eletrolise mostrando ao aluno a importância das leis de Faraday nesse capítulo. Porém não houve menção a esse assunto.

**Volume 2: Capítulo 6 – Propriedades coligativas.**

A análise desse capítulo teve como base os aspectos quantitativos das propriedades coligativas (pressão osmótica e constantes ebulioscópicas e crioscópicas) que não foram encontradas durante análise do livro.

## SER PROTAGONISTA QUÍMICA – Edições SM –Julio Cesar Foschini Lisboa

Nessa coleção a obra busca apresentar a Química como uma ciência experimental e em constante transformação que mantém relação com o cotidiano das pessoas e com outras áreas do conhecimento. A obra então desafia o aluno a ser protagonista dos seus estudos, propondo e organizando conteúdos e um conjunto de atividades que busquem solidificar esse protagonismo. O conteúdo químico que será analisado estão nos volumes 1 e 2 da coleção.

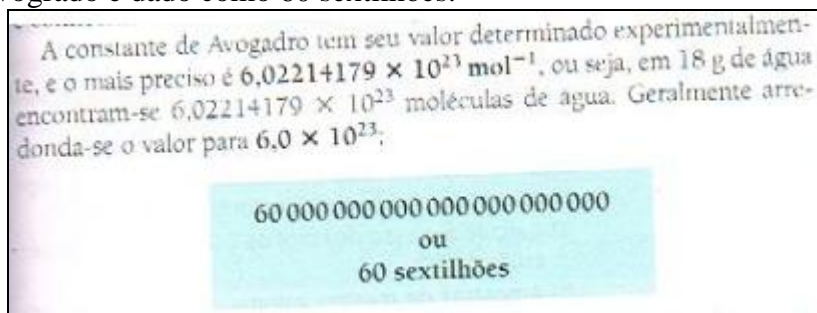
No volume 1 temos as relações de massa e quantidade de matéria, o estudo dos gases e as relações estequiométricas que são trabalhados nas unidades VIII a X.

No volume 2 temos o estudo de soluções, termodinâmica, equilíbrios químicos e tópicos relacionados a eletrolise. Presentes nas unidades I, II, IV, V e VII.

### Volume1: Unidade VIII - Contando átomos e moléculas: Relação entre massa e quantidade; Mol: quantidade de matéria.

Nessa unidade os autores buscam demonstrar aos alunos em um primeiro capítulo a relação entre massa e quantidade, objetivando mostrar o que são massas atômicas e massas moleculares. Em um segundo capítulo, o autor busca explicar o que é o mol: quantidade de matéria, e suas relações entre mol massa molar e constante de avogrado.

Na segunda parte dessa unidade encontramos algumas divergências. Na página 339, a constante de avogrado é dado como 60 sextilhões:



(foto 50 – volume 1 pág 339 – Júlio Cesar – mol)

A quantidade de 1 mol sendo aproximada para  $6 \cdot 10^{23}$ , teríamos então a quantidade de 600 000 000 000 000 000 000 000 (600 sextilhões) e não 60 000 000 000 000 000 000 000 (60 sextilhões) conforme demonstrado pelo autor.

Também é possível observar na página 341 uma demonstração algébrica sobre a razão das massas molares, demonstrada conforme abaixo:

$$\frac{\text{massa de 1 átomo de O}}{\text{massa de 1 átomo de C}} = \frac{16 \text{ u}}{12 \text{ u}} \rightarrow \frac{\text{massa de 1 mol de O}}{\text{massa de 1 mol de C}} = \frac{N_A \cdot 16 \text{ u}}{N_A \cdot 12 \text{ u}} = \frac{16 \text{ g}}{12 \text{ g}} = \\ = N_A \cdot 16 \text{ u} = 6 \times 10^{23} \times 16 \times 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg} = 0,016 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

(foto 51 – volume 1 pág. 341 – Júlio Cesar – demonstração algébrica sobre razão das massas molares)

Essa demonstração é um pouco confusa e poderia ser simplificada se demonstrada através da análise dimensional. Que será vista mais adiante.

Considere uma amostra de mercúrio contendo  $1,20 \times 10^{25}$  átomos do metal. A quantidade de matéria (x), em mol, e a massa (y) da amostra, em gramas, podem ser calculados da seguinte forma.

$$\frac{1 \text{ mol de Hg}}{x} = \frac{201 \text{ g}}{y} = \frac{6,0 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1,20 \times 10^{25} \text{ átomos}}$$

$$x = 20 \text{ mol}, y = 4020 \text{ g}$$

(foto 52 – volume 1 pág. 342 – Júlio Cesar –  $1,2 \times 10^{25}$  átomos?)

Existe um erro algébrico na 342 (foto 52 acima). O número 1,2 não pode ser considerado como  $10^{25}$  átomos. O sinal não pode ser uma igualdade. Talvez esse tenha sido ocasionado por um erro de formatação. Mas como livro aprovado pelo PNLD, Antes da impressão do livro, os revisores de formatação deveriam ter tido mais cautela durante sua análise.

**Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: SER PROTAGONISTA QUÍMICA – Edições SM –Julio Cesar Foschini Lisboa- Volume1: Unidade VIII - Contando átomos e moléculas: Relação entre massa e quantidade; Mol: quantidade de matéria.**

O autor ao demonstrar a massa molecular pelo método extraído da foto 51:  
 $= N_A \cdot 16u = 6 \times 10^{23} \times 16 \times 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg} = 0,016 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Essa mesma demonstração poderia ser feita através da análise dimensional, como desejamos mostrar a massa molar as unidades deverão ser, quantos gramas teremos em 1 mol de átomos do oxigênio:

*Objetivo:*  $\frac{g}{1 \text{ mol átomos (O)}}$

A partir das informações dadas, podemos colocar os seguintes fatores de conversão:

Dado	Fator de conversão
1- Equivalência de “u” e “kg”	$\frac{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}}$
2- Constante de avogrado para átomos de oxigênio	$\frac{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos (O)}}{1 \text{ mol átomos (O)}}$
3- Massa atômica do oxigênio	$\frac{16 \text{ u}}{1 \text{ átomo (O)}}$

Aplicando análise dimensional:

$$\frac{16 \text{ u}}{1 \text{ átomo (O)}} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos (O)}}{1 \text{ mol átomos (O)}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = \frac{15,936 \text{ g}}{1 \text{ mol átomos (O)}}$$

Chegando aos aproximados 16g/mol demonstrado pelo autor.

## Volume1: Unidade IX – Estudo dos gases: Os gases e suas transformações.

A questão das transformações gasosas explicadas pelo autor, infelizmente não faz uma referência as relações de proporcionalidade quando demonstra as fórmulas que são usadas em cada tipo de transformação. Buscando colocar o aluno como protagonista, seria interessante aproveitar os exemplos dados em cada transformação para demonstrar como inferir as relações que existem em cada transformação.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ ou } \frac{V}{T} = \text{constante} \quad (\text{em condições ideais})$$
$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \text{ ou } \frac{p}{T} = \text{constante} \quad (\text{em condições ideais})$$
$$\frac{pV}{T} = \text{constante}$$

(foto 53 – volume 1 pág. 360 – Júlio Cesar – relações dos gases)

Como visto acima as relações dadas e os exemplos que podem ser inferidos não estão conectados, é dado apenas a fórmula de modo dogmático sem fazer a devida ligação entre a relação observada e interpretação matemática.

A equação de Clapeyron também é dada de modo dogmático, mostrando a fórmula e em seguida realizando um exercício:

$pV = nRT$

**Exercício resolvido**

**15.** Determine que volume ocupa 1 mol de uma substância gasosa:

a) em condições normais (1 atm de pressão e 0 °C);

b) a 10 atm de pressão e 25 °C.

**Solução**

a)  $pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$

$$V = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$
$$V = 22,4 \text{ L}$$

b)  $pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$

$$V = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \cdot \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{10 \text{ atm}}$$
$$V = 2,4 \text{ L}$$

**16.** Um gás no estado 1 apresenta volume de 14 L, pressão de 5 atm e temperatura de 300 K. Qual será a pressão do gás em um estado 2 se o volume for dobrado à temperatura constante?

**Solução**

Essa é uma transformação isotérmica. Assim,  $p_1V_1 = p_2V_2$ . Substituindo os valores, tem-se:

$$5 \text{ atm} \cdot 14 \text{ L} = p_2 \cdot 28 \text{ L}$$
$$\text{Logo, } p_2 = \frac{5 \text{ atm} \cdot 14 \text{ L}}{28 \text{ L}}$$
$$p_2 = 2,5 \text{ atm}$$

(foto 54 – volume 1 pág. 361 – Júlio Cesar – equação de Clapeyron)

Nota-se que não foi abordado em nenhum momento a álgebra de grandezas ou como a interpretação de um fenômeno observado é usada para chegar nas relações dos gases apresentadas na foto 53. O exercício acima por exemplo pode ser resolvido simplesmente por análise dimensional sem fazer uso até mesmo da relação de Clapeyron. Algo que será demonstrado posteriormente.

Nessa mesma unidade é tratada a efusão e difusão dos gases. O autor menciona a relação de proporcionalidades de velocidade de difusão e efusão dos gases com suas densidades. Mas essas não foram devidamente aproveitadas de maneira que o aluno pudesse compreender claramente como chegar até a expressão mais conhecida nos livros didáticos:

Thomas Graham estudou os fenômenos de efusão e difusão. Para ambos, ele verificou que as velocidades de difusão e efusão de um gás são inversamente proporcionais à raiz quadrada de sua densidade.

$$v \propto \frac{1}{\sqrt{d}}$$

Lembrando que a densidade de um gás pode ser dada em função da massa molar, é possível também relacionar as velocidades de difusão relativa de dois gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, pela seguinte expressão.

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

(foto 55 – volume 1 pág. 367 – Júlio Cesar – equação de efusão de gases)

Conforme dito acima, não é mostrado ao aluno como o símbolo de proporcionalidade é convertido numa equação contendo igualdade.

**Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: SER PROTAGONISTA QUÍMICA – Edições SM –Julio Cesar Foschini Lisboa- Volume1: Unidade IX – Estudo dos gases: Os gases e suas transformações**

As mesmas demonstrações aconselhadas para o livro do Tito e Canto podem ser aplicadas a esse mesmo livro na hora de demonstrar como chegar da interpretação de proporcionalidade para as fórmulas propriamente ditas. Estas informações estão em:

- Sugestões para Livro: química na abordagem do cotidiano – 5ª. edição. Editora Moderna Plus – Tito e Canto. Volume 1 – UnidadeJ.

**Volume1: Unidade X – Estequiometria: Relações estequiométricas nas transformações químicas; Rendimento das reações.**

Nessa unidade temos a resolução de vários exercícios feitos pelo autor de como os cálculos estequiométricos poderiam ser realizados para determinação e quantos átomos existem em determinada molécula. Essas relações são dadas em forma de regra de três:



**Exemplo 1**  
 Calcule quanto oxigênio, em quantidade de matéria, é formado quando 15 mol de  $\text{CO}_2$  são consumidos na fotossíntese.  
 A equação balanceada indica a proporção em mols das substâncias participantes do processo:

$$6 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{ O}_2(\text{g})$$

6 mol ————— 6 mol  
 6 mol ————— 6 mol  
 15 mol ————— x  
 $x = \frac{6 \text{ mol} \times 15 \text{ mol}}{6 \text{ mol}} = 15 \text{ mol de O}_2$

**Exemplo 1**  
 Calcule o número de moléculas de água consumidas na formação de 10 mol de oxigênio durante a fotossíntese.

$$6 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{ O}_2(\text{g})$$

6 mol ————— 6 mol  
 x ————— 10 mol  
 $x = 10 \text{ mol} \rightarrow$   
 Número de moléculas de  $\text{H}_2\text{O} = 10 \times 6,0 \times 10^{23}$   
 $x = 6,0 \times 10^{24}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$

**Exemplo 1**  
 Determine a massa de dióxido de carbono, em gramas consumida quando são formados 20 mol de glicose. Massa molar do  $\text{CO}_2 = 1 \times 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$

$$6 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{ O}_2(\text{g})$$

6 mol ————— 1 mol  
 6 mol ————— 20 mol  
 $x = \frac{20 \text{ mol} \times 6 \times 44 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$   
 $x = 5280 \text{ g de CO}_2$   
 ou  $x = 5,28 \text{ kg de CO}_2$

**Exemplo 2**  
 Determine a quantidade necessária de dióxido de carbono, em quantidade de matéria, para produzir 5 mol de glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ).

$$6 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{ O}_2(\text{g})$$

6 mol ————— 1 mol  
 x ————— 5 mol  
 $x = \frac{5 \text{ mol} \times 6 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 30 \text{ mol de CO}_2$

**Exemplo 2**  
 Quantas moléculas de dióxido de carbono são consumidas na formação de  $18,0 \times 10^{23}$  moléculas de glicose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ?

$$6 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{ O}_2(\text{g})$$

6 mol ————— 1 mol  
 $6 \times 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas} \text{ — } 1 \times 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}$   
 $x \text{ — } 18,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}$   
 $x = \frac{6 \times 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 18,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}}$   
 $x = 108 \times 10^{23}$  ou  $1,08 \times 10^{25}$  moléculas de  $\text{CO}_2$

**Exemplo 2**  
 Calcule a massa de oxigênio formada durante a fotossíntese quando o consumo de água é de 360 g. Massa molar do  $\text{H}_2\text{O} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ g/mol}$  Massa molar do  $\text{O}_2 = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol}$

$$6 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{ O}_2(\text{g})$$


6 mol ————— 6 mol  
 6 mol ————— 6 mol  
 Substituindo 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  por 18 g (massa molar da  $\text{H}_2\text{O}$ ) e 1 mol de  $\text{O}_2$  por 32 g (massa molar do  $\text{O}_2$ ), tem-se:

6 x 18 g ————— 6 x 32 g  
 360 g ————— x  
 $x = \frac{6 \times 32 \text{ g} \times 360 \text{ g}}{6 \times 18 \text{ g}}$   
 $x = 640 \text{ g de O}_2$

(foto 56 – volume 1 pág. 386 e 387 – Júlio Cesar – exercícios resolvidos: proporções entre quantidade de matéria, proporções entre número de partículas e proporção entre massas)

Na foto acima, foi feita uma coletânea dos exemplos dado pelo autor. Nota-se que os exercícios são realizados a partir da regra de três. O mesmo procedimento poderia ser feito por álgebra de grandezas. Que será demonstrado posteriormente.

Apesar do capítulo não fazer menção a resolução pela álgebra de grandezas ou análise dimensional. O autor coloca como bibliografia recomendada o livro “cálculos básicos da química” de ROCHA-FILHO e SILVA, que serviu de material de apoio para esse tcc.



**Livros**

→ Cálculos básicos da Química, de Romeu C. Rocha-Filho e Roberto Ribeiro da Silva. São Carlos, SP: EDUFSCar, 2006.  
 Esse material é escrito em linguagem acessível ao estudante de Química e traz dicas para a realização de cálculos.

(foto 57 – volume 1 pág. 413 – Júlio Cesar – Para explorar: cálculos básicos da química)

### Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: SER PROTAGONISTA QUÍMICA – Edições SM – Julio Cesar Foschini Lisboa- Volume1: Unidade X – Estequiometria: Relações estequiométricas nas transformações químicas; Rendimento das reações.

Levando em consideração a explicação de alguns exercícios dadas anteriormente (Sugestões para Livro: química na abordagem do cotidiano – 5ª. edição. Editora Moderna Plus – Tito e Canto. Volume 1 – Unidade K.). Podemos realizar os 6 exercícios propostos pelo autor na foto 56 por análise dimensional.

No exemplo 1 do canto esquerdo (proporções entre quantidade de matéria), a resolução por regra de três é:

$$15 \text{ mol } (\text{CO}_2) \cdot \frac{6 \text{ mol } (\text{O}_2)}{6 \text{ mol } (\text{CO}_2)} = 15 \text{ mol } (\text{O}_2)$$

Para o exemplo 2:

$$5 \text{ mol } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot \frac{6 \text{ mol } (\text{CO}_2)}{1 \text{ mol } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = 30 \text{ mol } (\text{CO}_2)$$

Os exemplos da foto 56 (centro), tratam da proporções entre número de partículas, o exemplo 1 pode ser resolvido por análise dimensional da seguinte forma:

$$10 \text{ mol } (\text{O}_2) \cdot \frac{6 \text{ mol } (\text{CO}_2)}{6 \text{ mol } (\text{O}_2)} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ entidades}}{1 \text{ mol } (\text{CO}_2)} = 6 \cdot 10^{24} \text{ entidades}$$

Para o exemplo 2:

$$18 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot \frac{1 \text{ mol } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} \cdot \frac{6 \text{ mol } (\text{CO}_2)}{1 \text{ mol } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } (\text{CO}_2)}{1 \text{ mol } (\text{CO}_2)} = 108 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } (\text{CO}_2)$$

Os exemplos da foto 56 (direita), tratam da proporções entre massas o exemplo 1 pode ser resolvido por análise dimensional da seguinte forma:

$$20 \text{ mol } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot \frac{6 \text{ mol } (\text{CO}_2)}{1 \text{ mol } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} \cdot \frac{44 \text{ g } (\text{CO}_2)}{1 \text{ mol } (\text{CO}_2)} = 5280 \text{ g } (\text{CO}_2)$$

Para o exemplo 2:

$$360 \text{ g } (\text{H}_2\text{O}) \cdot \frac{1 \text{ mol } (\text{H}_2\text{O})}{18 \text{ g } (\text{H}_2\text{O})} \cdot \frac{6 \text{ mol } (\text{O}_2)}{6 \text{ mol } (\text{H}_2\text{O})} \cdot \frac{32 \text{ g } (\text{O}_2)}{1 \text{ mol } (\text{O}_2)} = 640 \text{ g } (\text{O}_2)$$

**Volume 2: Unidade I - Soluções: Dispersões: coloides, suspensões e soluções; Concentração das soluções; Diluição e mistura de soluções; Propriedades coligativas das soluções.**

O autor aborda os cálculos envolvendo soluções através de fórmulas:

**Concentração em massa (C)**  
A concentração em massa de um soluto numa solução é a relação entre a massa do soluto e o volume da solução.

$$\text{Concentração em massa} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}} \Rightarrow C = \frac{m_1}{V}$$

**Densidade da solução**  
A densidade de uma solução é a relação entre a massa da solução e seu volume.

$$\text{Densidade} = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}} \Rightarrow d = \frac{m}{V}$$

**Fração em massa (x m/m)**  
A fração em massa é obtida pela relação entre a massa do soluto e a massa da solução.

$$\text{Fração em massa} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} \Rightarrow x \text{ m/m} = \frac{m_1}{m}$$

**Fração em volume (x V/V)**  
A fração em volume é a relação entre o volume do soluto e o volume da solução.

$$\text{Fração em volume} = \frac{\text{volume do soluto}}{\text{volume da solução}} \Rightarrow x \text{ V/V} = \frac{V_1}{V}$$

**Concentração em quantidade de matéria (C)**  
A concentração em quantidade de matéria de um soluto numa solução é a relação entre a quantidade de matéria do soluto e o volume da solução.

$$\text{Concentração em mol/L} = \frac{\text{quantidade de matéria do soluto}}{\text{volume da solução (L)}} \Rightarrow C = \frac{n_1}{V(L)}$$

**Concentração em quantidade de matéria de íons**  
No caso de soluções iônicas, é comum se expressar a quantidade de matéria de íons por litro de solução. A concentração em mol/L dos íons de uma solução é obtida pela relação entre a quantidade de matéria de íons do soluto e o volume da solução.

$$\text{Concentração em mol de íons/L} = \frac{\text{quantidade de matéria de íons do soluto}}{\text{volume da solução (L)}} \Rightarrow C_{\text{ion}} = \frac{n_{\text{ion}}}{V(L)}$$

**Relação entre concentração em massa, título, densidade, concentração em mol/L e molalidade**  
As formas de expressar concentrações vistas até agora foram:

$$C = \frac{m_1}{V} \quad x \text{ m/m} = \frac{m_1}{m} \quad \text{Molalidade} = \frac{n_1}{m_2}$$

**Fração em mol**  
Fração em mol de um soluto é a relação entre a quantidade de matéria desse soluto e a soma das quantidades de matéria de todas as substâncias presentes na solução.

$$\text{Fração em mol de soluto} = \frac{\text{quantidade de matéria do soluto}}{\text{quantidade de matéria da solução}} \Rightarrow x_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

(foto 58 – volume 2 pág. 31-35 – Júlio Cesar – Coletânea de fórmulas encontradas nessas páginas)

Acima foi feita uma coletânea das fórmulas dadas pelo autor para explicação de cada conceito. Como visto acima, muitas vezes conceito é dado a partir da fórmula, de modo dogmático, explicando o que seria a fórmula e depois mostrando a própria fórmula. Existe um excesso na quantidade de fórmulas que o aluno deve memorizar, não sendo necessário que o aluno memorize duas fórmulas de concentração em quantidade de matéria (uma pra íons e outra pra quantidade de matéria)

Dentro dos exercícios resolvidos não há menção a álgebra de grandezas. Quando o exercício não é resolvido pela fórmula, a resolução dos exercícios é feita através de regra de três:





A pressão osmótica pode ser calculada pela expressão:

$$\pi = C \cdot R \cdot T \cdot i$$

em que:

$\pi$  = pressão osmótica;  $T$  = temperatura (em K);  
 $C$  = concentração do soluto em mol/L;  $i$  = fator de Van't Hoff.  
 $R$  = constante universal dos gases;

O aumento da temperatura de ebulição de um líquido pode ser calculado pela seguinte expressão:

$$\Delta t_e = K_e \cdot C \cdot i$$

em que:

$\Delta t_e$  = variação da temperatura de ebulição;  
 $K_e$  = constante ebulioscópica (específica para cada solvente);  
 $C$  = molalidade;  
 $i$  = fator de Van't Hoff (quantidade de partículas produzidas por fórmula de soluto).

Matematicamente esse abaixamento pode ser calculado pela seguinte expressão:

$$\Delta t_c = K_c \cdot C \cdot i$$

em que:

$\Delta t_c$  = variação da temperatura de congelamento;  
 $K_c$  = constante crioscópica (específica para cada solvente);  
 $C$  = molalidade;  
 $i$  = fator de Van't Hoff (quantidade de partículas produzidas por fórmula de soluto).

(foto 60 – volume 2 – Júlio Cesar – Coletânea de fórmulas encontradas. Pág.75 Equações de Van't Hoff e pág. 77 pressão osmótica)

Essas fórmulas são então trabalhadas nos exercícios resolvidos.

**Exercício resolvido**

32. Uma solução foi preparada dissolvendo-se 1,2 mol de sacarose em 3 quilogramas de água. Calcule a temperatura de ebulição da água na solução.  
 Dado: temperatura de ebulição da água pura: 100 °C.  
 $K_e = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$

**Solução**

Cálculo da concentração molar da solução.

$$C = \frac{n \text{ (soluto)}}{\text{massa, em kg, do solvente}}$$

$$C = \frac{1,2 \text{ mol de sacarose}}{3 \text{ kg de água}} = 0,4 \text{ mol de sacarose/kg de água}$$

$$\Delta t_e = K_e \cdot C \cdot i$$

$$\Delta t_e = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,4 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot 1$$

$$\Delta t_e = 0,21 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\Delta t_e = t_e - t_e^0$$

$$0,21 = t_e^0 - 100,0$$

$$0,21 = t_e^0 - 100,0$$

$$t_e^0 = 100,21 \text{ } ^\circ\text{C}$$

(foto 61 – volume 2 pág. 77 – Júlio Cesar – Resolução de exercício sobre ebulioscopia)

Até mesmo esse exercício pode ser resolvido sem fórmulas através da análise dimensional, caso o aluno tenha bom conhecimento do que seria a constante ebulioscópica ou crioscópica.

Abaixo temos um exercício de pressão osmótica, realizado pelo autor através de fórmulas:

**Exercício resolvido**

42. Admitindo que a concentração de cloreto de sódio na água do mar seja, aproximadamente, de 0,4 mol/L e desprezando-se as outras substâncias dissolvidas nesse meio, determine a pressão que deve ser aplicada para se conseguir dessalinizar a água do mar a 27 °C. Considerar  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Solução**

Cálculo da pressão osmótica da água do mar:

$$\pi = C \cdot R \cdot T \cdot i$$

$$\pi = 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K} \cdot 2$$

$$\pi = 19,7 \text{ atm}$$

Portanto, para dessalinizar essa amostra de água do mar, nessa temperatura, deve-se aplicar uma pressão superior a 19,7 atm.

(foto 61 – volume 2 pág. 81 – Júlio Cesar – Resolução de exercício sobre pressão osmótica)

Esse exercício pode ser resolvido sem fazer o uso da fórmula se o aluno também tiver bom conhecimento das unidades envolvidas na constante dada no exercício.

**Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: SER PROTAGONISTA QUÍMICA – Edições SM – Julio Cesar Foschini Lisboa- Volume 2: Unidade I – Soluções: Dispersões: coloides, suspensões e soluções; Concentração das soluções; Diluição e mistura de soluções; Propriedades coligativas das soluções.**

No exercício proposto na foto 61, temos a resolução de um exercício sobre ebulioscopia. Temos uma solução onde são dissolvidas 1,2 mol de sacarose em 3kg de água. E então requisitando que calculemos a temperatura de ebulição da água na solução. Dando a constante ebulioscópica de 0,52°C.kg/mol e a temperatura de ebulição da água de 100°C.

A diferença de temperatura pode ser dada pela constante ebulioscópica. Podemos evitar a fórmula caso saibamos interpretar o que significam as unidades presentes nessa constante. Na constante, a grandeza de temperatura, °C, mostra a variação (aumento) na temperatura de ebulição por kg de solvente (água) e a quantidade de matéria (soluto) que pode alterar a temperatura de ebulição, nesse caso a sacarose. Separando esses dados em fatores de conversão temos:

Dado	Fator de conversão
1- Constante ebulioscópica	$\frac{0,52^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg} (\text{água})}{\text{mol} (\text{sacarose})}$
2- Massa de solvente	$3\text{kg} (\text{água})$
3- Quantidade de matéria de soluto	$0,4\text{mol} (\text{sacarose})$

Objetivando encontrar a diferença de temperatura (°C) podemos partir do primeiro dado e trabalhar as grandezas de modo que eliminaremos as outras unidades não desejadas com outros fatores de conversão:

$$\frac{0,52^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg} (\text{água})}{\text{mol} (\text{sacarose})} \cdot \frac{1}{3\text{kg} (\text{água})} \cdot \frac{0,4\text{mol} (\text{sacarose})}{1} = 0,21^{\circ}\text{C}$$

Dessa forma temos um aumento de 0,21°C na temperatura de ebulição da água:

$$100^{\circ}\text{C} + 0,21^{\circ}\text{C} = 100,21^{\circ}\text{C}$$

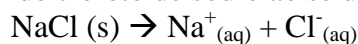
Chegamos assim ao mesmo valor que o autor, porém sem o uso da fórmula e com interpretação dos valores da constante.

O exercício presente na foto 61, mostra a resolução de um exercício sobre pressão osmótica. Tentaremos chegar ao mesmo resultado sem fazer uso da fórmula mostrada pelo autor.

Nesse exercício é pedido que determinemos a pressão para que seja aplicada para desalinizar a água do mar (0,4mol/L de cloreto de sódio) a 27°C. Tendo a constante dos gases R (0,082atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>).

Desse modo desejamos saber a pressão osmótica que tem unidade “atm”.

Separando os dados acima, é importante saber que a constante R, mostra a relação entre pressão, temperatura, volume da solução e a quantidade de matéria dissolvida que pode interferir na propriedade coligativa (soluto não volátil – nesse caso os íons do cloreto de sódio). De modo que os 0,4mol/L de cloreto de sódio ao se dissociarem:



Desse modo teremos o dobro de íons, de modo que uma solução totalmente dissociada de 0,4mol/L de cloreto de sódio apresentará 0,8mol/L de íons em solução. Separando os dados acima temos:

Dados	Fator de conversão
1- Constante “R”	$\frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L (solução)}}{\text{K} \cdot \text{mol (íons)}}$
2- Concentração	$\frac{0,8 \text{ mol (íons)}}{1 \text{ L (solução)}}$
3- Temperatura	$27^\circ\text{C} = 300\text{K}$

A pressão então será de:

$$\frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L (solução)}}{\text{K} \cdot \text{mol (íons)}} \cdot \frac{300\text{K}}{1} \cdot \frac{0,8 \text{ mol (íons)}}{1 \text{ L (solução)}} = 19,7 \text{ atm}$$

Com a devida interpretação e o uso da análise dimensional foi possível chegar ao mesmo resultado que o autor sem fazer uso de fórmula.

## Unidade II – Termoquímica: A energia e as transformações químicas da matéria.

Essa unidade não trata a teoria da estequiometria dentro de aspectos termoquímicos. Sua única abordagem estava dentro dos exercícios propostos pelo autor, sem exemplos prévio de resolução, espalhados pela unidade. Temos abaixo um exemplo:

41. Os exércitos modernos dispõem de aquecedores químicos que permitem esquentar a comida sem a necessidade de fazer fogo. Esses aquecedores contêm magnésio em uma bolsa e, ao misturá-lo com água, ocorre a reação:

$$\text{Mg(s)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2\text{(s)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

$\Delta H = -353 \text{ kJ/mol de Mg(s)}$

Calcule a massa de magnésio necessária para que sejam liberados 1000 kJ de energia.

Dado: massa molar do Mg = 24 g/mol.

(foto 62 – volume 2 pag. 106 – Júlio Cesar – exercício envolvendo estequiometria e termoquímica)

A resolução desse exercício pode ser realizada através da análise dimensional, essa demonstração será realizada posteriormente.



**Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: SER PROTAGONISTA QUÍMICA – Edições SM –Julio Cesar Foschini Lisboa- Volume 2 : Unidade II – Termoquímica: A energia e as transformações químicas da matéria**

A resolução do exercício presente na foto 62, por análise dimensional é:

$$\frac{24g(Mg)}{1\text{ mol}(Mg)} \cdot \frac{1\text{ mol}(Mg)}{353\text{ kJ}(liberados)} \cdot 1000\text{ kJ}(liberados) = 67,98g(Mg)$$

**Unidade IV - Equilíbrio químico: Reações reversíveis e o estado de equilíbrio; Fatores que afetam o estado de equilíbrio.**

Dentro desse capítulo buscou-se observar se as constantes de equilíbrio, Kc ou Kp, estavam com as unidades devidamente representadas. Dado que através da análise dimensional, sua dimensão pode ser facilmente determinada.

**Exercícios resolvidos**

19. Em um recipiente de 1,0 L, à temperatura T, são misturados 1 mol de CO(g) e 1 mol de H<sub>2</sub>O(g). Quando o equilíbrio é atingido, coexistem 0,665 mol de CO<sub>2</sub>(g) e 0,665 mol de H<sub>2</sub>. Calcule o valor de K<sub>c</sub>, na temperatura T, para o equilíbrio:

$$\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

**Solução**

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_c = \frac{0,665 \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,665 \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(1 - 0,665) \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (1 - 0,665) \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$K_c = 3,94$$

Note que, nesse caso, não há unidade para o valor numérico da constante.

(foto 63 – volume 2 pág. 177 – Júlio Cesar – dimensões do Kc)

Aqui vemos que o autor fez uso da álgebra de grandezas para atingir o resultado adimensional. Alertando ao aluno que **nesse caso** não há unidade para o valor numérico da constante.

Mas infelizmente, alguns exercícios elaborados pelo autor, também estão com valores de K com dimensões incorretas.

29. No início de uma reação há 0,25 mol de N<sub>2</sub>(g), 3,21 × 10<sup>-2</sup> mol de H<sub>2</sub>(g) e 6,42 × 10<sup>-4</sup> mol de NH<sub>3</sub> num recipiente de capacidade 3,50 L e à temperatura de 200 °C. Se a constante de equilíbrio (K<sub>c</sub>) da reação

$$\text{N}_2\text{(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3\text{(g)}$$

for 0,65 a essa temperatura, determine se o sistema está em equilíbrio.

(foto 63 – volume 2 pág. 182 – Júlio Cesar – exercício 24, a constante de equilíbrio está com unidades erradas)

**Sugestões para Livro aprovado no PNLD 2012: SER PROTAGONISTA QUÍMICA – Edições SM –Julio Cesar Foschini Lisboa- Volume 2 : Unidade IV - Equilíbrio químico: Reações reversíveis e o estado de equilíbrio; Fatores que afetam o estado de equilíbrio.**

Para determinação das unidades do exercício presente na foto 63, podemos prosseguir conforme dito anteriormente. Colocando as devidas unidades:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2]^1 \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{(\text{mol/L})^2}{(\text{mol/L})^1 \cdot (\text{mol/L})^3} = (\text{mol/L})^{-2}$$

Desse modo o valor de Kc para síntese da amônia não é adimensional mas tem a dimensão de (mol/L)<sup>-2</sup>.

## Unidade VII - Eletrólise: energia elétrica gerando transformações químicas: Eletrólise; Aplicações da eletrólise; Aspectos quantitativos de eletrólise.

Esse capítulo foi analisado em cima dos aspectos quantitativos da eletrólise. Como as leis de Faraday aplicadas a eletrólise. Esse assunto é introduzido a partir do seguinte exemplo:

Sobre a superfície de  $650 \text{ cm}^2$  de uma peça foi depositada uma camada de metal cromo de  $2 \times 10^{-3} \text{ cm}$  de espessura. O processo deu-se a partir de uma solução aquosa de  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ . Qual o volume de  $\text{O}_2$  recolhido no ânodo, sob pressão de  $1,0 \text{ atm}$  e  $27^\circ\text{C}$ ? Qual a quantidade de elétrons envolvida no processo?

(foto 64 – volume 2 pág. 357 – Júlio Cesar – introdução a aspectos quantitativos da eletrolise)  
Sua resolução é demonstrada pelo autor a seguir:

Inicialmente, deve-se determinar a massa de cromo depositada, considerando a densidade do metal cromo, a  $20^\circ\text{C}$ , igual a  $7,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .

$V_{\text{Cr}} = (\text{espessura}) \cdot (\text{área})$	$m_{\text{Cr}} = (\text{densidade}) \cdot (\text{volume})$
$V_{\text{Cr}} = 2 \times 10^{-3} \text{ cm} \cdot 650 \text{ cm}^2$	$m_{\text{Cr}} = 7,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot 1,3 \text{ cm}^3$
$V_{\text{Cr}} = 1,3 \text{ cm}^3$	$m_{\text{Cr}} = 9,36 \text{ g}$

A relação entre a massa de cromo depositada e a quantidade de oxigênio produzida pode ser obtida pelas equações abaixo.

Cátodo (polo -), redução:  $\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{s})$   
 Ânodo (polo +), oxidação:  $2 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 4 \text{ H}^+(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{ e}^-$   
 Equação global:  $4 \text{ Cr}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 12 \text{ H}^+(\text{aq}) + 3 \text{ O}_2(\text{g}) + 4 \text{ Cr}(\text{s})$

Pela equação global temos que, para cada 4 mol de Cr depositado no cátodo, formaram-se 3 mol de  $\text{O}_2$  no ânodo. Como foram depositados 9,36 g, podemos determinar a quantidade de matéria do metal cromo envolvida:

$$\begin{array}{l} 52 \text{ g de Cr} \longrightarrow 1 \text{ mol de Cr} \\ 9,36 \text{ g de Cr} \longrightarrow n_{\text{Cr}} \\ n_{\text{Cr}} = \frac{9,36}{52} \longrightarrow n_{\text{Cr}} = 0,18 \text{ mol} \end{array}$$

Pela equação global, a quantidade de matéria de  $\text{O}_2$  liberada é três quartos da quantidade de matéria de cromo depositada. Assim, temos:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{3}{4} \times 0,18 \longrightarrow n_{\text{O}_2} = 0,13 \text{ mol}$$

Pela equação de estado dos gases, obtemos o volume de  $\text{O}_2$  recolhido.

$$\begin{array}{ll} p = 1 \text{ atm} & T = 300 \text{ K} \\ n = 0,13 \text{ mol de O}_2 & R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \end{array}$$

Substituindo esses valores em  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ , obtemos:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ atm} \cdot V = 0,13 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K} \\ V = 3,2 \text{ L de O}_2 \end{array}$$

Para determinar a quantidade de elétrons na reação, analisa-se a equação da semirreação de redução e verifica-se que, para cada 1 mol de Cr depositado, são necessários 3 mol de elétrons.

$$n_{\text{e}^-} = 3 \cdot n_{\text{Cr}} = 3 \times 0,18 \longrightarrow n_{\text{e}^-} = 0,54 \text{ mol}$$

(foto 65 – volume 2 pág. 357 – Júlio Cesar – resolução do problema dado pelo autor)

Observamos que a resolução do problema é extensa. Esse problema também pode ser resolvido pela análise dimensional. Que foi demonstrada durante análise do livro de química na abordagem do cotidiano dos autores Tito e Canto – unidade E.

O autor também aborda alguns conceitos como corrente e quantidade de carga, dado através da seguinte fórmula:

$$Q = i \cdot t$$

(foto 66 – volume 2 pág. 358 – Júlio Cesar – fórmula de quantidade de carga)

O autor segue com a abordagem de mostrar um problema e resolver dentro do capítulo:

**■ Cálculos envolvendo pilhas e eletrolise**

Se, por exemplo, para a eletrolise de uma solução aquosa de  $\text{NiSO}_4$  foi aplicada uma corrente de 0,05 A durante 193 s, qual foi a massa de níquel depositada no cátodo?

A reação de redução que ocorre no cátodo é:

$$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$$

A quantidade de carga ( $Q$ ) utilizada no processo pode ser calculada pela expressão:

$$Q = i \cdot t \rightarrow Q = 0,05 \text{ A} \cdot 193 \text{ s}$$

$$Q = 9,65 \text{ C}$$

1 mol de $\text{e}^{-}$	_____	96 500 C
x	_____	9,65 C
$x = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$		

Pela equação, para cada mol de níquel depositado são necessários 2 mol de elétrons. Então, calculamos:

$$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$$

2 mol de $\text{e}^{-}$	_____	1 mol de Ni
$1,0 \times 10^{-4} \text{ mol de e}^{-}$	_____	$n_{\text{Ni}}$
$n_{\text{Ni}} = 0,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$		

Como a massa molar do Ni é de  $58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , temos:

$$m_{\text{Ni}} = 0,5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot 58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \rightarrow m_{\text{Ni}} = 2,94 \text{ mg}$$

(foto 66 – volume 2 pág. 359 – Júlio Cesar – fórmula de quantidade de carga)

Outra abordagem foi a resolução pela análise dimensional. Que foi demonstrada durante análise do livro de química na abordagem do cotidiano dos autores Tito e Canto – unidade E.

**Química para a nova geração – química cidadã - Editora nova geração. - Eliane Nilvana Ferreira de Castro; Gentil de Souza Silva; Gerson de Souza Mól; Roseli Takako Matsunaga; Sálvia Barbosa Farias; Sandra Maria de Oliveira Santos; Siland Meiry França Dib; Wildson Luiz Pereira dos Santos**

A contextualização dos conceitos e das informações químicas, com aproximação do cotidiano, com vistas a uma formação cidadã crítica é um dos aspectos mais notáveis no livro. Existe clara preocupação com a dimensão ambiental, especialmente em relação aos problemas emergentes da atividade química na sociedade.

A obra organiza-se em três volumes, divididos em unidades e capítulos. As unidades estão organizadas a partir de temas sociocientíficos. Dentro do primeiro volume esse TCC analisará a “Unidade II - Gases, modelos atômicos e poluição atmosférica: Estudo dos gases; Modelos atômicos” e a “Unidade IV - Cálculos químicos e uso de produtos químicos: Unidades utilizadas pelo químico; Cálculos químicos.”

Dentro do segundo volume, o foco estava na “Unidade I - Composição e classificação dos materiais, solubilidade, propriedades coligativas e hidrosfera: Soluções, coloides, agregados, concentração e composição; Propriedades da água, solubilidade e propriedades coligativas.”; “Unidade II - Hidrocarbonetos, alcoóis, termoquímica, cinética, eletroquímica, energia nuclear e recursos energéticos: Petróleo, Introdução à Química Orgânica, hidrocarbonetos e alcoóis; Termoquímica; Cinética Química; Modelos atômicos, radioatividade e energia nuclear; Oxidorredução e pilhas químicas.” E “Unidade III - Substâncias inorgânicas, equilíbrio químico e poluição das águas: Substâncias inorgânicas; Equilíbrio químico.”

No ultimo volume, o foco estará na: “Unidade II - Metais, pilhas e baterias: Ligação metálica e oxidorredução; Pilhas e eletrólise.”

**Volume 1: Unidade II - Gases, modelos atômicos e poluição atmosférica:  
Estudo dos gases; Modelos atômicos**

O foco da análise dessa unidade está em como são interpretada as leis dos gases. Se essas comentam e se estão de acordo com a álgebra de grandezas e a análise dimensional.

O livro aborda a análise dimensional como ferramenta na hora de conversão de unidades, exemplificando o processo de conversão de 45 minutos em segundos.



**O método de análise dimensional**

A análise dimensional baseia-se na conversão sucessiva das unidades até a obtenção do resultado esperado. Isso é feito por meio de fatores de conversão, que são igualdades originadas de relações entre duas unidades. Por exemplo, sabe-se que:

$$1 \text{ h} = 60 \text{ min}$$

Se dividirmos a igualdade acima nos dois lados por 1 h, teremos:

$$\frac{1 \text{ h}}{1 \text{ h}} = \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \Rightarrow 1 = \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}}$$

Logo, o quociente (60 min/1 h) é uma identidade, pois o seu valor corresponde a um (sem unidade de medida). Assim tal quociente corresponde a um fator de conversão: converte a unidade hora na unidade minuto. Para a conversão, basta multiplicar a unidade que se deseja converter pelo fator de conversão apropriado.

Vamos ver alguns exemplos de conversão de unidades por análise dimensional.

a) A quantos segundos correspondem 45 minutos?

Começamos identificando o fator de conversão, estabelecendo a relação entre as unidades envolvidas no exercício. Coloque no lado esquerdo da igualdade a unidade que irá ser transformada – nesse caso, minutos – e no lado direito a unidade que se deseja – ou seja, segundos.

$$1 \text{ min} = 60 \text{ s}$$

Divide a relação por um valor que apresente como resultado do primeiro termo da igualdade o valor unitário. No caso, divida os dois termos da igualdade acima por 1 min.

$$\frac{1 \text{ min}}{1 \text{ min}} = \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \Rightarrow 1 = \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}}$$

Assim, o fator de conversão será 60 s/min. Para resolver o problema, basta multiplicar o valor que se deseja transformar pelo fator de conversão. A grandeza a ser determinada é o tempo, cujo símbolo é a letra t. Então:

$$t = 45 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 2700 \text{ s}$$

Observe que a unidade minuto é cancelada, por apresentar-se no numerador e no denominador. Dessa forma, resta apenas a unidade segundo (s), conforme solicitado.

b) Quantos minutos existem em 3 dias?

Começamos encontrando o fator de conversão. A unidade a ser transformada é o dia. Esta deverá aparecer no lado esquerdo da igualdade e depois do outro lado a unidade minuto, que é a que desejamos. Observe que, nesse caso, precisaremos de dois fatores de conversão, a partir das relações:

$$1 \text{ dia} = 24 \text{ h} \quad \text{e} \quad 1 \text{ h} = 60 \text{ min}$$


Para encontrar os fatores de conversão, temos que dividir as igualdades de forma que o valor do primeiro membro da igualdade seja igual a um. Teremos então:

$$\frac{1 \text{ dia}}{1 \text{ dia}} = \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ dia}} \Rightarrow 1 = \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ dia}} \quad \text{e} \quad \frac{1 \text{ h}}{1 \text{ h}} = \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \Rightarrow 1 = \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}}$$

O primeiro fator de conversão (24 h/1 dia) será usado para converter o dia em horas e o segundo para converter a hora em minutos. A grandeza a ser determinada é o tempo. Então:

$$t = 3 \text{ dias} \cdot \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ dia}} \cdot \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} = 4320 \text{ min}$$

As unidades dia e h são canceladas por apresentarem-se no numerador e no denominador. Dessa forma, resta apenas a unidade min, que é exatamente a que se espera como resposta.



(foto 67 – volume 1 pág. 134-135 – Wildson –Análise dimensional)

Este é o único livro aprovado pelo PNLD que faz uso da álgebra de grandezas e análise dimensional. Nota-se que os autores tiveram o devido cuidado de exemplificar através da conversão de 45 minutos em segundos e da conversão de 3 dias em minutos.

As relações de proporcionalidades de proporcionalidades entre transformações gasosas isobáricas, isocóricas e isotérmicas são explicadas nessa unidade. Porém a forma como a relação de proporcionalidade pode ser condicionada a uma expressão matemática não é dada de maneira muito clara:

As transformações que ocorrem de acordo com essa lei são denominadas **isocóricas**, **isométricas** ou **isovolumétricas**, pois se dão a volumes constantes.

Com base nessa lei podemos deduzir a expressão matemática:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = k$$

Como as transformações gasosas desse tipo ocorrem à pressão constante, elas são também chamadas **transformações isobáricas**.

Matematicamente, essa lei pode ser representada pela equação:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = k$$

(foto 68 – volume 1 pág. 150-152 – Wildson –relações dos gases)

Apesar do tratamento matemático da constante de proporcionalidade não ter sido abordado inicialmente nas relações dos gases, ao mostrar a equação geral dos gases, temos o correto procedimento matemático:

Se combinarmos a Lei de Boyle com a Lei de Charles, constatamos que o volume é inversamente proporcional à pressão e diretamente proporcional à temperatura, ou seja:

$$V \propto \frac{T}{P}$$

em que  $\propto$  representa proporcionalidade. Matematicamente, quando temos uma proporção, ela pode ser representada por um valor constante ( $k$ ). Assim, a relação anterior pode ser convertida em:

$$\frac{P \cdot V}{T} = k$$

Então, se submetermos uma determinada quantidade de gás a qualquer variação, suas condições iniciais (índice 1) e finais (índice 2) serão dadas pelas equações:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = k_1 \quad \text{e} \quad \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = k_2$$

Como, para uma mesma quantidade de gás, as constantes  $k_1$  e  $k_2$  são iguais, podemos igualar as equações anteriores e teremos:

$$k_1 = k_2 \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

(foto 69 – volume 1 pág. 153 – Wildson –equação geral dos gases)

**Sugestões para Livro: Química para a nova geração – química cidadã - Editora nova geração. - Volume 1: Unidade II - Gases, modelos atômicos e poluição atmosférica: Estudo dos gases; Modelos atômicos**

O mesmo procedimento abordado na foto 69 poderia ser aplicada a foto 68 demonstrando de onde vem a constante  $k$  apresentada ao aluno. Um exercício poderia ser sugerido para que o aluno praticasse esse mesmo raciocínio para as transformações isobáricas, isocóricas e isotérmicas.

**Volume 1: Unidade IV - Cálculos químicos e uso de produtos químicos: Unidades utilizadas pelo químico; Cálculos químicos.**

Dentro desse capítulo o foco está dentro da forma como o livro aborda a álgebra de grandezas dentro de cálculos químicos.

O livro faz bom uso da álgebra de grandezas explicando de maneira clara como realizar os exercícios dentro de cálculos estequiométricos. Exemplificando através de 5 exemplos como esses poderiam abordar os cálculos estequiométricos.

No primeiro exemplo é demonstrado como calcular a quantidade de matéria de determinada substância a partir da quantidade de matéria de outra substância, a partir de um exemplo. Onde é calculada a quantidade de matéria de gás nitrogênio necessária para reagir com 12 mols de gás hidrogênio formando amônia.

**Cálculos estequiométricos da quantidade de matéria de uma substância a partir da quantidade de matéria de outra substância**

1. Lembrando o exemplo da obtenção da amônia, calcule a quantidade de matéria do gás nitrogênio ( $N_2$ ) necessária para reagir com 12 mol de gás hidrogênio ( $H_2$ ), formando amônia ( $NH_3$ ).

**1º PASSO**  
Identificação da equação química, pois é necessário escrevermos a equação envolvida na reação: o nitrogênio reage com o hidrogênio, formando amônia, segundo a equação:  

$$N_2(g) + H_2(g) \rightarrow NH_3(g).$$

**2º PASSO**  
Balanceamento da equação química:  $1N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g).$

**3º PASSO**  
Identificação da relação estequiométrica envolvida no cálculo em questão e dos fatores de conversão:  


$$1 \text{ mol } N_2 = 3 \text{ mol } H_2.$$
  
 Dividindo-se essa igualdade por 3 mol de  $H_2$ , teremos o fator de conversão:  

$$\frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ mol } H_2} = 1.$$
  
 Dividindo-se, ainda, a relação estequiométrica por 1 mol  $H_2$ , obteremos outro fator de conversão:  

$$\frac{3 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } N_2} = 1.$$

**4º PASSO**  
Determinação da quantidade de matéria desejada, com base no fator de conversão obtido da relação estequiométrica:  

$$n(N_2) = 12 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ mol } H_2} \rightarrow n(N_2) = 4 \text{ mol } N_2.$$
  
(conversão de  $H_2$  em  $N_2$ )



A amônia pode ser obtida a partir do nitrogênio atmosférico e transportada em tanques até indústrias, nas quais é utilizada como matéria-prima.

(foto 70 – volume 1 pág. 381 – Wildson – a quantidade de matéria de determinada substância a partir da quantidade de matéria)

No próximo exemplo o autor envolve cálculos estequiométricos da quantidade de matéria de uma substância a partir da massa de outra substância. Nesse caso o exemplo se baseia no cálculo de massa de cloreto de potássio obtida a partir da decomposição de 3 mol de clorato de potássio.

**Cálculos estequiométricos da quantidade de matéria de uma substância a partir da massa de outra substância**

2. Calcule a massa de cloreto de potássio (KCl) obtida a partir da decomposição de 3 mol de clorato de potássio ( $KClO_3$ ), na qual também se forma gás oxigênio ( $O_2$ ).

**1º PASSO**  
Identificação da equação química que representa a reação:  

$$KClO_3(s) \rightarrow KCl(s) + O_2(g).$$

**2º PASSO**  
Balanceamento da equação química:  

$$2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g).$$


**3º PASSO**  
Identificação da relação estequiométrica referente ao cálculo em questão:  

$$1 \text{ mol } KCl = 1 \text{ mol } KClO_3 \rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol } KCl}{1 \text{ mol } KClO_3} \text{ ou } 1 = \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{1 \text{ mol } KCl}.$$
  
 Como desejamos o valor em massa, temos de converter a relação estequiométrica para a unidade de massa, usando para isso a massa molar obtida pelos valores de massa atômica:  

$$1 \text{ mol } KCl = 74,6 \text{ g } KCl \rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol } KCl}{74,6 \text{ g } KCl} \text{ ou } 1 = \frac{74,6 \text{ g } KCl}{1 \text{ mol } KCl}.$$

**4º PASSO**  
Determinação da massa de cloreto de potássio, a partir dos fatores de conversão advindos da relação estequiométrica e da massa molar do KCl:  

$$m(KCl) = 3 \text{ mol } KClO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } KCl}{1 \text{ mol } KClO_3} \cdot \frac{74,6 \text{ g } KCl}{1 \text{ mol } KCl} \rightarrow m(KCl) = 223,8 \text{ g } KCl.$$
  
(conversão de  $KClO_3$  em KCl)      (conversão em massa)



O cloreto de potássio entre outras aplicações é utilizado como adubo químico.

(foto 71 – volume 1 pág. 382 – Wildson – quantidade de matéria de uma substância a partir da massa de outra substância)

Dentro do terceiro exemplo o autor demonstra a álgebra de grandezas envolvidas em cálculos estequiométricos da massa de uma substância a partir da quantidade de matéria de outra substância. Calculando assim a quantidade de matéria de alumínio necessária para se obter 51g de óxido de alumínio.

**Cálculos estequiométricos da massa de uma substância a partir da quantidade de matéria de outra substância**

3. Calcule a quantidade de matéria de alumínio necessária para se obter 51 g de óxido de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), sabendo-se que este é formado a partir da reação do alumínio com o gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ).

1º PASSO  
Identificação da equação química:  
 $\text{Al(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$

2º PASSO  
Balanceamento da equação química:  $4\text{Al(s)} + 3\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$

3º PASSO  
Identificação da relação estequiométrica referente ao cálculo em questão e dos fatores de conversão:


$$2 \text{ mol Al} = 1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 1 = \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \text{ ou } 1 = \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Al}}$$

$$1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \text{ ou } 1 = \frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}$$

4º PASSO  
Determinação da quantidade de matéria desejada, a partir do fator de conversão advindo da relação estequiométrica:

$$n(\text{Al}) = 51 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \rightarrow n(\text{Al}) = 1 \text{ mol Al}$$

(conversão de massa em mol) (conversão de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  em Al)



Reciclar alumínio para fazer latas consome muito menos energia do que a fabricação a partir do minério de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), a bauxita.

(foto 72 – volume 1 pág. 382 – Wildson – massa de uma substância a partir da quantidade de matéria de outra substância)

No penúltimo exemplo é mostrado como calcular massa de Zinco necessária para reagir com 109,5g de HCl formando cloreto de zinco e gás hidrogênio, demonstra como a álgebra se aplica para cálculos que envolvem conversão de massa de uma substância para massa de outra substância.

**Cálculos estequiométricos envolvendo conversão de massa de uma substância para massa de outra substância**

4. Calcule a massa de zinco (Zn) necessária para reagir com 109,5 g de ácido clorídrico (HCl), formando cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) e gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ).

1º PASSO  
Identificação da equação química:  $\text{Zn(s)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

2º PASSO  
Balanceamento da equação química:  $\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

3º PASSO  
Identificação da relação estequiométrica referente ao cálculo em questão e dos fatores de conversão:

$$1 \text{ mol Zn} = 2 \text{ mol HCl} \rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \text{ ou } 1 = \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}}$$


$$1 \text{ mol HCl} = 36,5 \text{ g HCl} \rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \text{ ou } 1 = \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}}$$

$$1 \text{ mol Zn} = 65,5 \text{ g Zn} \rightarrow 1 = \frac{65,5 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \text{ ou } 1 = \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,5 \text{ g Zn}}$$

4º PASSO  
Determinação da quantidade de matéria desejada, a partir do fator de conversão advindo da relação estequiométrica:

$$m(\text{Zn}) = 109,5 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,5 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \rightarrow m(\text{Zn}) = 98,25 \text{ g Zn}$$

(conversão de massa em mol) (conversão de HCl em Zn) (conversão de mol em g)



No tubo de ensaio preso com a garra, um pedaço de zinco reage com o ácido clorídrico aquoso, formando cloreto de zinco (sal branco) e gás hidrogênio, coletado no tubo de ensaio.

(foto 73 – volume 1 pág. 383 – Wildson – conversão de massa de uma substância para massa de outra substância)

Nesse ultimo exemplo temos o calculo estequiométrico envolvido do volume de uma substância gasosa a partir da massa de outra substância. De maneira geral nesse exemplo o



único fato a salientar seria o volume molar dos gases que é usado. Devendo esse ser o valor de 22,4L/mol. O valor de 22,71L/mol é aquele usado em CPTP. (LOURENÇO, 2007)

**Cálculos estequiométricos do volume de uma substância gasosa a partir da massa de outra substância**

5. A reação entre os gases oxigênio e hidrogênio para formar água libera tanta energia que o hidrogênio pode ser utilizado como combustível. Quantos litros de gás hidrogênio, nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), serão necessários para formar 90 g de água?

**1º PASSO**  
Identificação da equação química: hidrogênio reage com oxigênio, dando origem à água:  
$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

**2º PASSO**  
Balanceamento da equação química:  
$$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

**3º PASSO**  
Identificação da relação estequiométrica referente ao cálculo em questão e dos fatores de conversão, para os dados tabelados: volume molar dos gases (CNTP) = 22,7 L/mol;  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$ .

$$1 \text{ mol H}_2 = 22,7 \text{ L H}_2 \rightarrow 1 = \frac{22,7 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \text{ ou } 1 = \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,7 \text{ L H}_2};$$


$$2 \text{ mol H}_2 = 2 \text{ mol H}_2\text{O} \rightarrow 1 = \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2} \text{ ou } 1 = \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}};$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} = 18 \text{ g H}_2\text{O} \rightarrow 1 = \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \text{ ou } 1 = \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}}.$$

**4º PASSO**  
Determinação da quantidade de matéria desejada, a partir do fator de conversão advindo da relação estequiométrica:

$$V(\text{H}_2) = 90 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{22,7 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \rightarrow V(\text{H}_2) = 113,5 \text{ L H}_2.$$

**Em vez da conhecida fumaça preta que os ônibus costumam liberar, esse libera vapor de água, resultante da combustão do gás hidrogênio com o oxigênio.**



A produção de gás hidrogênio é um importante avanço tecnológico, que possibilitará no futuro a substituição de combustíveis fósseis por combustíveis menos agressivos ao ambiente.

(foto 74 – volume 1 pag. 384 – Wildson – volume de uma substância gasosa a partir da massa de outra substância)

Dentro dos livros analisados, essa obra é a única que demonstra o método de resolução em cálculos estequiométricos e em gases por análise dimensional.

## **Volume 2: Unidade I - Composição e classificação dos materiais, solubilidade, propriedades coligativas e hidrosfera: Soluções, coloides, agregados, concentração e composição; Propriedades da água, solubilidade e propriedades coligativas.**

A análise dentro dessa unidade focará na forma como a quantificação de concentração comum, concentração em quantidade de matéria, título e diluição são tratadas no capítulo. Porém não foi possível encontrar misturas de soluções com mesmo reagente ou exercícios que envolvessem mistura de título, densidade e concentração comum ou concentração em quantidade de matéria.

O foco da análise dentro das propriedades coligativas estava nos aspectos quantitativos dessa matéria. A quantificação de pressão osmótica ou as leis de Van 't Hoff para ebulioscopia ou crioscopia não foram encontrada nessa unidade.

Os autores desse livro abordaram concentração comum através da fórmula. Um exemplo é feito respeitando a álgebra de grandezas.

A concentração em massa é expressa da seguinte forma:

$$C_{m/V} = \frac{m_{\text{soluto}}(\text{g})}{V_{\text{solução}}(\text{L})} = \frac{m_1(\text{g})}{V(\text{L})}$$

Vejamos um exemplo:

Qual será a concentração em massa de cloreto de sódio em um soro fisiológico que possui 9 g deste sal dissolvido em 100 mL de água?

$$C_{m/V}(\text{NaCl}) = \frac{9 \text{ g NaCl}}{100 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L solução}} = \frac{90 \text{ g NaCl}}{1 \text{ L solução}} = 90 \text{ g/L}$$

(foto 75 – volume 2 pág. 29 – Wildson – exercício resolvido sobre concentração comum)

No exemplo acima o autor mostra tanto a fórmula para resolver o exercício de exemplo como a resolução pela devida análise dimensional e álgebra de grandezas. A concentração em quantidade de matéria também é demonstrada por fórmulas, mas resolve o exemplo sem desprezar a álgebra de grandezas:

A concentração em quantidade de matéria de uma solução ( $C_{n/V}$ ) expressa a relação entre a quantidade de matéria e o volume da solução.

Vejamos os exemplos a seguir:

2. Qual será a concentração da solução preparada pela dissolução de 1 mol de HCl em meio litro de água?

A partir da definição de concentração em quantidade de matéria:

$$C_{n/V} = \frac{\text{quantidade de matéria (mol)}}{\text{volume (L)}} = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{L})}$$

Substituem-se os valores fornecidos e aí se tem:

$$C_{n/V}(\text{HCl}) = \frac{1 \text{ mol HCl}}{0,5 \text{ L solução}} = 2 \text{ mol/L}$$

Muitas vezes, o valor disponível é a massa do soluto. Nesse caso, inicialmente deve-se calcular a quantidade de matéria do soluto, para depois se fazer o cálculo da concentração em quantidade de matéria. Vejamos um exemplo nesse sentido.

(foto 75 – volume 2 pág. 30 – Wildson – exercício resolvido sobre concentração em quantidade de matéria)

A segunda representação da mesma fórmula de concentração em quantidade matéria – dada pela razão entre massa e o produto da massa molar com o volume da solução – é mostrada no livro. O exemplo feito respeita a análise dimensional.

**Cálculo de concentração em quantidade de matéria a partir da massa do soluto**

4. As informações abaixo foram retiradas de uma bula de medicamento para reidratação oral:

**Modo de usar:**  
dissolva o conteúdo do envelope em 500 mL de água.

**Composição:**  
cada envelope contém

cloreto de potássio	75 mg
citrato de sódio di-idratado	145 mg
cloreto de sódio	175 mg
glicose	10 g

Calcule a concentração em quantidade de matéria de cloreto de potássio, na solução preparada segundo as instruções da bula.

Sabendo que para dados de soluto em massa, a concentração em quantidade de matéria é definida por:

$$C_{m/V} = \frac{m_1 \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)} \cdot V_{\text{solução}} \text{ (L)}}$$

Inicialmente calcula-se a massa molar do cloreto de potássio.  
 Dados:  $M(K) = 39,1 \text{ g/mol}$ ,  $M(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$ .  
 $M(KCl) = 39,1 + 35,5 = 74,6 \text{ g/mol}$

Em seguida, calcula-se a quantidade de matéria e converte-se o volume para litro:

$$M(KCl) = \frac{75 \text{ mg} \cdot 1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = 0,075 \text{ g}$$

$$V = \frac{500 \text{ mL} \cdot 1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,5 \text{ L}$$

Determina-se, agora, a concentração em quantidade de matéria, substituindo-se os valores com as unidades apropriadas:

$$C_{m/V} = \frac{m_1 \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)} \cdot V_{\text{solução}} \text{ (L)}} = \frac{0,075 \text{ g}}{74,6 \text{ g/mol} \cdot 0,5 \text{ L}} = 0,002 \text{ mol/L}$$

(foto 76 – volume 2 pág. 31 – Wildson – exercício resolvido sobre concentração em quantidade de matéria)

O teor em massa (título) é dado por fórmula:

**Teor em massa por massa (título —  $\delta$ )**

O **título**, muito utilizado pela indústria, expressa a concentração em massa do soluto, ou solutos, por massa da solução. A **massa do soluto** ( $m_1$ ) é normalmente expressa em gramas ou miligramas, enquanto a **massa da solução** ( $m$ ) é expressa em grama, quilograma ou dag (100 g). Dessa forma, as unidades que comumente aparecem são: g/g, mg/g, mg/kg. A expressão do teor em massa por massa ( $\delta$ ) será:

$$\delta = \frac{\text{massa do soluto (g)}}{\text{massa da solução (g)}} = \frac{m_1 \text{ (g)}}{m \text{ (g)}}$$

(foto 77 – volume 2 pág. 32 – Wildson – teor em massa)

A diluição de uma solução é quantificada através de fórmulas. Os exemplos resolvidos pelo autor respeita a álgebra de grandezas:

2. Um técnico tem 500 mL de solução de um detergente de concentração 1,2 mol/L e precisa diluir sua concentração a  $\frac{1}{4}$  desse valor. Como esse técnico deve proceder?

A concentração final desejada pelo técnico é de 0,3 mol/L ( $\frac{1}{4}$  de 1,2). Precisamos conhecer então qual será o volume final. Da relação de igualdade entre a quantidade de matéria das duas soluções, temos:

$$n_1 = n_2 \rightarrow C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2 \rightarrow V_2 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_2}$$

Substituindo os valores, temos:

$$V_2 = \frac{1,2 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L}}{0,3 \text{ mol/L}} = 2,0 \text{ L}$$

Para obter dois litros de solução, partindo de meio litro, o técnico deverá adicionar 1 500 mL de água aos 500 mL do detergente.

(foto 78 – volume 2 pág. 39 – Wildson – exercício resolvido sobre diluição)

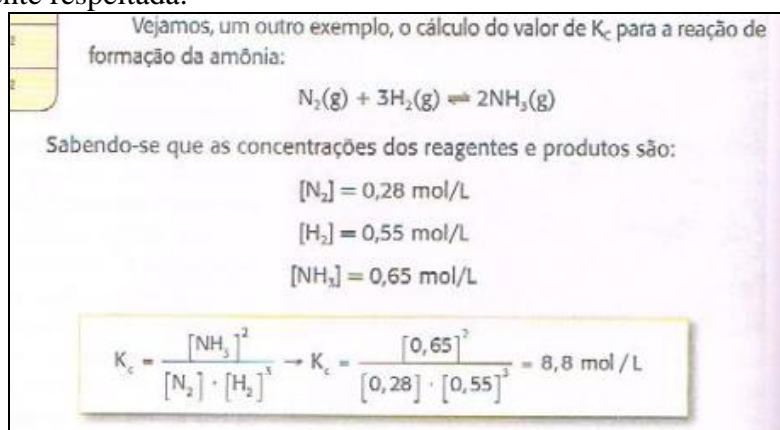
O livro adota a álgebra de grandezas durante a resolução de cada exercício. Sendo o único livro que mostra a devida preocupação com as unidades.

**Volume 2: Unidade II - Hidrocarbonetos, alcoóis, termoquímica, cinética, eletroquímica, energia nuclear e recursos energéticos: Petróleo, Introdução à Química Orgânica, hidrocarbonetos e alcoóis; Termoquímica; Cinética Química; Modelos atômicos, radioatividade e energia nuclear; Oxidorredução e pilhas químicas.**

Dentro de termoquímica não foi encontrada abordagem teórica da relação quantitativa da termoquímica dentro de cálculos estequiométricos.

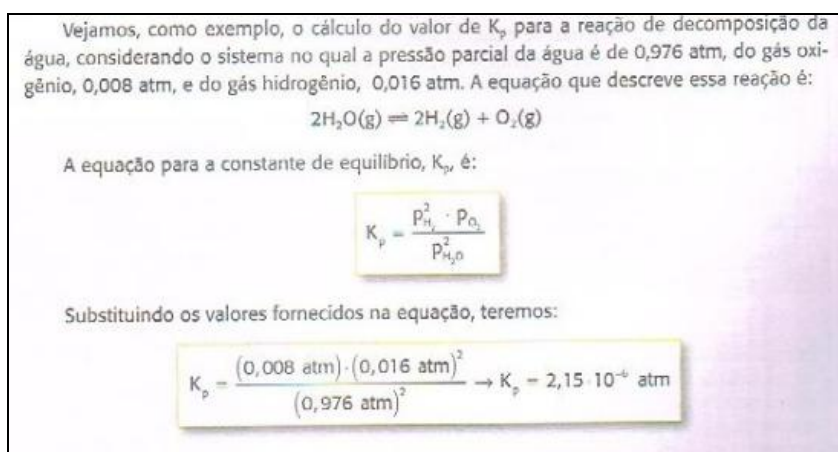
**Volume 2 :Unidade III - Substâncias inorgânicas, equilíbrio químico e poluição das águas: Substâncias inorgânicas; Equilíbrio químico.**

Dentro dessa unidade o único foco foi dentro do equilíbrio químico. Analisando se a álgebra de grandezas dentro do cálculo da constante de equilíbrio é comentada e se essa está sendo devidamente respeitada.



(foto 79 – volume 2 pág. 366 – Wildson – constante de equilíbrio com unidades incorretas)

Observa-se que as unidades de  $K_c$  estão incorretas. As unidades corretas são  $(\text{mol/L})^{-2}$ . E não apenas mol/L. Se durante a substituição das concentrações fosse colocado as unidades de mol/L, isso poderia ser evitado. Assim como foi evitado no exemplo de cálculo de  $K_p$ :





(foto 80 – volume 2 pág. 367 – Wildson – constante de equilíbrio com unidades corretas)

**Sugestões para Livro: Química para a nova geração – química cidadã - Editora nova geração. - Volume 2 :Unidade III - Substâncias inorgânicas, equilíbrio químico e poluição das águas: Substâncias inorgânicas; Equilíbrio químico.**

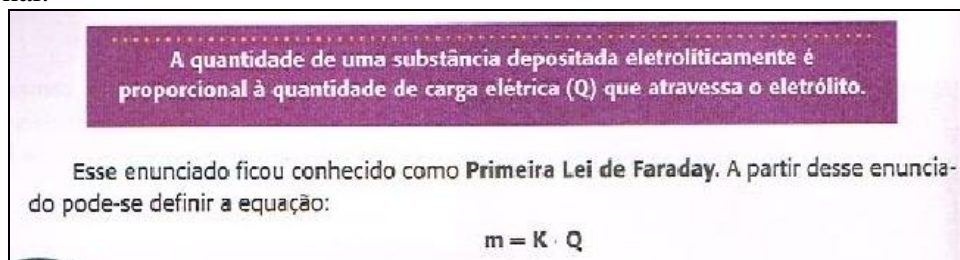
O mesmo procedimento adotado na foto 80 poderia ter sido repetido na foto 79. De modo que durante o cálculo da constante de equilíbrio da foto 79 teríamos:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 \cdot [H_2]^3} = \frac{(0,65 \text{ mol/L})^2}{(0,28 \text{ mol/L})^1 \cdot (0,55 \text{ mol/L})^3} = (8,8 \text{ mol/L})^{-2}$$

De modo que as unidades estariam corretamente colocadas.

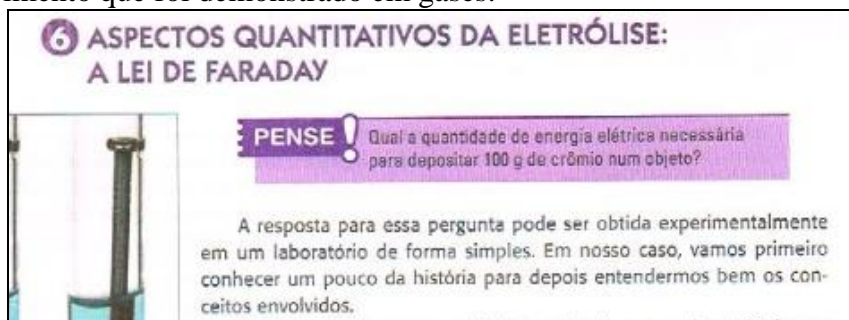
**Volume 3: Unidade II - Metais, pilhas e baterias: Ligação metálica e oxidorredução; Pilhas e eletrólise.**

Dentro dessa unidade analisou-se as leis de Faraday dentro da perspectiva da análise dimensional.



(foto 81 – volume 3 pág. 272 – Wildson – primeira lei de Faraday)


Assim como os autores fizeram com gases, seria interessante abordar com a devida linguagem matemática usando os símbolos de proporcionalidade e trabalhando a álgebra até chegar a fórmula contendo a constante. Familiarizando o aluno com essa linguagem. Pois é possível que o aluno não tenha o primeiro volume onde poderia aplicar o mesmo conhecimento que foi demonstrado em gases.



(foto 82 – volume 3 pág. 271 – Wildson – questionamento inicial)

O livro inicia o capítulo com um questionamento “qual a quantidade de energia elétrica necessária para depositar 100g de cromo num objeto”. E antes de responder esse questionamento primeiro ele demonstra um pouco da história.

### 6 ASPECTOS QUANTITATIVOS DA ELETRÓLISE: A LEI DE FARADAY



**PENSE** Qual a quantidade de energia elétrica necessária para depositar 100 g de cromo num objeto?

A resposta para essa pergunta pode ser obtida experimentalmente em um laboratório de forma simples. Em nosso caso, vamos primeiro conhecer um pouco da história para depois entendermos bem os conceitos envolvidos.

A passagem de corrente elétrica através de uma solução iônica ou de um material fundido pode levar à deposição de metal no catodo. Mas qual é a relação entre a quantidade de corrente e a massa de metal depositada?

O físico e químico britânico Michael Faraday (1791-1867) pode ser considerado o pai da eletroquímica por ter realizado boa parte das primeiras pesquisas nessa área, que o levaram a propor os termos já tão usados neste capítulo: anodo, catodo, eletrólito, eletrólise e eletrodo.

Também foi ele quem descobriu que a quantidade de eletricidade para depositar certa massa de um metal é constante.

No caso do cobre, um dos metais mais fáceis de reduzir em laboratório, a reação que ocorre no catodo é descrita pela equação:

$$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$$

A transferência de elétrons de átomos de ferro para átomos de cobre leva à formação de cobre metálico e descoloração da solução de sulfato de cobre. Se esse sistema metal-solução estiver ligado a um sistema com um voltímetro, pode-se determinar a massa de cobre depositada.

Pela equação, podemos perceber que para cada átomo de cobre são necessários dois elétrons. Daí fica fácil perceber a relação estequiométrica. Entretanto, na época em que Faraday realizou seus estudos não se conhecia o elétron nem a estrutura do átomo. Baseado em seus estudos quantitativos de deposição de metais, Faraday afirmou:

**A quantidade de uma substância depositada eletroliticamente é proporcional à quantidade de carga elétrica (Q) que atravessa o eletrólito.**

Esse enunciado ficou conhecido como **Primeira Lei de Faraday**. A partir desse enunciado pode-se definir a equação:

$$m = K \cdot Q$$

Nessa equação, **m** representa a massa da substância, **K** é uma constante de proporcionalidade e **Q** é a quantidade de carga elétrica que percorre o sistema.

A quantidade de carga é dada em coulomb (C) e pode ser calculada multiplicando-se a intensidade da corrente elétrica (i) pelo tempo (t), sendo portanto a unidade de medida coulomb igual a ampère (A) por segundo.


Faraday determinou que, para a obtenção de um mol de diferentes substâncias, são necessários valores de quantidade de carga múltiplos de 96.485 coulombs. Em homenagem a ele, essa constante é denominada **constante de Faraday**, sendo representada por **F**.

Posteriormente ao trabalho de Faraday, foram determinados os valores da constante de Avogadro ( $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ) e a carga do elétron ( $1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ), tornando possível verificar que o valor da constante de Faraday é igual à carga de um mol de elétrons.

$$1 \text{ F} = 96.485 \text{ C/mol e}^-$$

Com os conhecimentos acumulados pela Química, atualmente é mais fácil entender toda a lógica e o brilhantismo do trabalho de Faraday.

Compare o valor da constante **F** com o encontrado no terceiro item da análise de dados do experimento anterior. A princípio, os valores deveriam ser idênticos, mas como o experimento não foi muito rigoroso, a diferença corresponde ao erro experimental.



Apesar de ter frequentado a escola somente até os 13 anos, Michael Faraday (1791-1867) sempre se interessou pela ciência e a ela dedicou sua vida. Entre outras proezas científicas, pode ser considerado o pai dos motores e geradores elétricos.

(foto 83 – volume 3 pág. 271 e 272 – Wildson –todo o restante do capítulo)

Porém após o final da página 272 não há mais teoria na unidade do livro do aluno, iniciando assim os exercícios. A pergunta inicial não é respondida pelo autor.

**40.** (UFPB) A eletrodeposição ou galvanoplastia tem grande aplicação industrial como, por exemplo, na cromação de peças de automóveis, na douração de joias e de certos componentes eletrônicos, dentre outros. Neste sentido, se uma indústria pretende depositar 295 g de níquel em uma peça metálica, a carga elétrica que deve passar pela célula eletrolítica, a fim de que o catodo constituído por esta peça imersa em solução aquosa de cloreto de níquel receba a cobertura, é:

a) 5 F                      c) 96500 C                      e) 482500 C

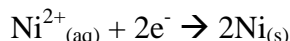
b) 1 F                      d) 10 F

(foto 83 – volume 3 pág. 283 – Wildson –questão 40)

### Sugestões para Livro: Química para a nova geração – química cidadã - Editora nova geração. - Volume 3: Unidade II - Metais, pilhas e baterias: Ligação metálica e oxidorredução; Pilhas e eletrólise.

Seria interessante que dentro do livro do aluno tivesse um exemplo resolvido do questionamento inicial já que é cobrado essa habilidade dentro dos exercícios propostos ao aluno (foto 83).

Propomos aqui uma forma de resolver esse exercício por análise dimensional. Como desejamos saber a quantidade de carga necessária para deposição de Níquel, dada pela reação abaixo:



Nosso objetivo está em chegar a unidade “C”. Antes disso é importante lembrar que a unidade de corrente, ampère (A), pode ser escrita como grandeza derivada, sendo a quantidade de carga em coulombs,”C”, por unidade de tempo “s”. E que a constante de Faraday (96500C/mol) representa a quantidade de carga em um mol de elétrons. Podemos colocar as unidades em fatores de conversão abaixo:

Dado	Fator de conversão
1 – massa de níquel	295g (Ni)

2- massa molar do níquel	$\frac{58,7g(Ni)}{1\ mol\ (Ni)}$
3- constante de Faraday	$\frac{96500\ C}{1\ mol\ (e^-)}$
4- relação estequiométrica	$\frac{2\ mol\ (e^-)}{2\ mol\ (Ni)}$

Resolvendo o problema acima temos:

$$\frac{96500\ C}{1\ mol\ (e^-)} \cdot \frac{2\ mol\ (e^-)}{2\ mol\ (Ni)} \cdot \frac{1\ mol\ (Ni)}{58,7g(Ni)} \cdot 295g(Ni) = 484965,9C$$

Resposta e

## CAPITULO 7: CONSIDERAÇÕES FINAIS

Este trabalho mostrou uma análise das obras de química aprovadas no PNLD 2012, sugerindo o uso da análise dimensional e álgebra de grandezas como um conteúdo que possa ser dado como complemento à metodologia tradicional encontrada em muitos livros, que se baseia na forma mecânica de simples memorização de fórmulas. A análise da obra dos autores Tito e Canto aprovada no PNLD 2012 foi substituída pela sua edição mais recente (5ª. Edição) – sendo a única obra analisada que não portava o selo de aprovação do PNLD 2012.

A análise foi feita em determinados conteúdos tradicionais e observou como esses poderiam abordar a análise dimensional.

No conteúdo de gases o foco da análise estava em como seria dada as relações de proporcionalidade presentes em transformações gasosas e se essas demonstravam como, matematicamente, é possível observar as relações matemáticas entre cada transformação. Desse resultado tivemos que apenas a obra “Química Cidadã” do autor Wildson Santos e colaboradores, mostrando como através das relações de proporcionalidade observadas em fenômenos do dia a dia, poderíamos chegar matematicamente as fórmulas observadas nas transformações relações são demonstradas. Apesar de que as outras obras terem mostrado até mesmo a relação de proporcionalidade não demonstrava como essas relações podem ser interpretadas matematicamente. Apenas demonstrando a fórmula. Não ligando a fórmula a relação de proporcionalidade observada.

No conteúdo de cálculos estequiométricos e preparo de soluções observou-se o método aplicado por cada autor e se esses complementavam através da álgebra de grandezas. A obra “Ser protagonista” do autor Julio Cesar coloca o método em pequeno destaque na bibliografia recomendada ao aluno e a obra “Química Cidadã” do autor Wildson Santos é a única que demonstra o passo a passo de como abordar cada problema através da perspectiva da análise dimensional. As outras obras e até mesmo a obra do autor Julio Cesar realizam os cálculos estequiométricos pela regra de três e preparo de soluções através das fórmulas.

Ainda nessa análise observou-se que a autora Martha Reis aborda realização de problemas envolvendo determinação de densidade a partir de mistura de soluções através de um raciocínio incorreto. Não é possível determinar a densidade de uma mistura através de uma média ponderada da densidade de cada componente. A obra mostra uma fórmula errada e um raciocínio incorreto na forma de realizar cada problema. Uma nova fórmula foi proposta em detrimento a fórmula proposta pela autora.

A obra do autor Eduardo Fleury e Andrea Horta, Química, teve a análise mais complicada devido a forma como o livro é escrito. O autor desse TCC considera que o livro destaca pela abordagem interativa com o aluno porém considera que a abordagem feita pelos autores no conteúdo de estequiometria ficou com pouco conteúdo teórico. A abordagem em estequiometria baseou-se apenas através da análise de fotos, e foram observadas a necessidade de algumas correções necessárias. O livro também não teve exercícios resolvidos para que o aluno pudesse acompanhar. Mas nada impede que um aluno autodidata com bastante determinação consiga compreender o conteúdo do livro. A mesma ênfase e motivação dos autores observada no capítulo de termoquímica poderia ser aplicada ao capítulo em questão.

Dentro do conteúdo de equilíbrio químico, o foco estava nas unidades de cada constantes de equilíbrio. Todos os livros cometeram erros nesse quesito. O livro dos autores Tito e Canto, “química na abordagem do cotidiano” enfatiza o problema mas comete o erro

nos exercícios. Algo que poderia ser evitado através do uso correto de álgebra de grandezas. Caso o aluno já esteja familiar com o uso da álgebra de grandezas quando esse conteúdo for introduzido, o aluno não terá dificuldades em achar as unidades corretas de cada constante.

A obra do Tito e Canto é a única que reserva um espaço para discutir as questões teóricas das relações estequiométricas dentro da termoquímica. Porém nenhuma abordagem através de análise dimensional é discutida.

Dentro do conteúdo de eletrolise, o foco estava nos aspectos quantitativos da eletrolise. A obra “química cidadã” do autor Wildson Santos e colaboradores não aborda como seria a resolução de exercícios através da álgebra de grandezas. Assim como não responde a pergunta inicial dada no começo do capítulo. Nos exercícios é cobrado um último exercício sobre quantificar a massa de metal depositada com determinada corrente e tempo. Uma atenção maior poderia ser dada a esse assunto, assim como a motivação observada em grande parte do livro.

A análise foi feita apenas nas obras do aluno, devido indisponibilidade das obras destinadas ao professor. Mas através da análise dessas cinco obras aprovadas no PNLD 2012 observou-se que apenas a obra “Química Cidadã” do autor Wildson Santos, apresentou a abordagem através da álgebra de grandezas e análise dimensional como um complemento ao conteúdo. As outras adotaram o método tradicional através de memorização de fórmulas ou realização através de regras de três simples.

Dentro dos conteúdos analisados frequentemente é exigido que o aluno saiba manipular diferentes unidades utilizando a conversão de medidas. Problemas que envolvem realização de várias conversões mostram que a análise dimensional é uma importante ferramenta para uma solução mais simples e dinâmica. Porém é necessária que o aluno tenha boa base teórica para uso correto desse método. Através da álgebra de grandezas e da análise dimensional esse trabalho buscou mostrar uma abordagem **diferenciada** para esse conteúdo.

Ressalta-se o fato curioso que tange à obsessão dos alunos por decorar fórmulas, considerada por eles como obrigatórias para resolução de problemas. Usando um tempo absurdo para decorar as tais fórmulas, acreditando que o conhecimento das exatas está simplesmente associado a saber fórmulas e mais fórmulas, acreditando que o sucesso no vestibular está ligado a uma simples questão de memória. Esse tipo de pensamento é errado e é possível perceber um determinado problema educacional no Brasil.

Assim como destaca-se que muitos educadores erram, erram ao cometer um grande equívoco ao dizer que é fundamental conhecer uma bendita fórmula para resolver um problema. Se a sociedade não induzir ninguém a pensar, encontramos respostas de um meio robotizado, sem parar para pensar sobre o significado de resolver um problema. Simplesmente usando a fórmula e pronto, temos uma educação passiva. **Fórmulas não devem ser colocadas como elemento principal na solução de problemas.** Por isso a recomendação de complementar o conteúdo atual com a análise dimensional e álgebra de grandezas, através desses a resolução de problemas se torna mais prática e sem ter que recorrer a memorização de fórmulas.

## REFERÊNCIAS

- BIPM, Bureau international des poids et mesures, BIPM. **history of SI, s/d-A**. Disponível em: <<http://www.bipm.org/en/si/history-si/>> Acesso em: 28 nov. 2012.
- BIPM, Bureau international des poids et mesures. **The name “Kilogram”: a historical quirk, s/d- B**. Disponível em: < [http://www1.bipm.org/en/si/history-si/name\\_kg.html](http://www1.bipm.org/en/si/history-si/name_kg.html)>. Acesso em: 29 jan. 2013.
- BIPM, Bureau international des poids et mesures. **Resolution 6 of the 9th meeting of the CGPM (1948), s/d - C**. Disponível em: <<http://www.bipm.org/en/CGPM/db/9/6/>>. Acesso em: 28 nov. 2012.
- BIPM, Bureau international des poids et mesures. **Resolution 3 of the 14th meeting of the CGPM (1971), s/d - D**. Disponível em: <<http://www.bipm.org/en/CGPM/db/9/6/>>. Acesso em: 28 nov. 2012.
- BIPM, Bureau international des poids et mesures. **The metre convention, s/d.E**. Disponível em: <<http://www.bipm.org/en/convention/>>. Acesso em: 29 jan. 2013.
- BIPM, Bureau international des poids et mesures. **The International System of Units (SI) (8th ed.)**. Disponível em: <[http://www.bipm.org/utis/common/pdf/si\\_brochure\\_8\\_en.pdf](http://www.bipm.org/utis/common/pdf/si_brochure_8_en.pdf) >. Acesso em: 29 jan. 2013.
- CHESTER, H. VIGOUREUX, P. **The International Bureau of Weights and Measures 1875–1975**. Washington, D.C.: U.S. Government printing office, 1975 Disponível em: < <https://play.google.com/store/books/details?id=nOG0SxxEu64C&rdid=book-nOG0SxxEu64C&rdot=1>> pp.240, Acesso em: 28 nov. 2012.
- FISCHER, J. **Report to the CIPM on the implications of changing the definition of the base unit kelvin. 2007**. Disponível em: <[http://www.bipm.org/wg/CCT/TG-SI/Allowed/Documents/Report\\_to\\_CIPM\\_2.pdf](http://www.bipm.org/wg/CCT/TG-SI/Allowed/Documents/Report_to_CIPM_2.pdf)> Acesso em: 29 jan. 2013.



- FUVEST. **Vestibular, 2006, questão 70, pp 13.** Disponível em: <<http://www.fuvest.br/vest2006/provas/p1f2006v.pdf>> Acesso em: 29 jan. 2013.
- HALLIDAY, R. **Fundamentals of physics - PHYSICS AND MEASUREMENT – 9th edition 2010**
- INMETRO, Instituto Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial. **Sistema internacional de medidas. 2012, s/d.** Tradução de Le système international d'unités, BIPM. Disponível em: <<http://www.inmetro.gov.br/noticias/conteudo/sistema-internacional-unidades.pdf>> Acesso em: 19 de fevereiro de 2013.
- JABBOUR, Z. J.; YANIV S. L. **The Kilogram and Measurements of Mass and Force** Disponível em: <<http://www.bipm.org/en/committees/cipm/>> Acesso em: 29 jan. 2013.
- KUEHNE, M. **Redefinition of the SI, 2011.** Disponível em <[http://www.its9.org/symposium\\_program.html#SI\\_Redefinition\\_Keynote\\_Abstract](http://www.its9.org/symposium_program.html#SI_Redefinition_Keynote_Abstract)> Acesso em: 29 jan. 2013.
- LOURENÇO, L.M; PONTES, P.M. **O uso da terminologia NORMAL e PADRÃO.** QNESC MAIO, 2007. Nº25. Disponível em < <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc25/ccd01.pdf> > Acesso em: 22 set. 2013.
- MILLS, I. **Draft Chapter 2 for SI Brochure, following redefinitions of the base units, 2010.** Disponível em < [http://www.bipm.org/utis/en/pdf/si\\_brochure\\_draft\\_ch2.pdf](http://www.bipm.org/utis/en/pdf/si_brochure_draft_ch2.pdf) > Acesso em: 29 jan. 2013.
- MILTON, M - pdf **A new definition for the mole based on the Avogadro constant; a journey from physics to chemistry.** NPL. 2012. Disponível em: <[http://www.bipm.org/utis/common/pdf/RoySoc/Martin\\_Milton](http://www.bipm.org/utis/common/pdf/RoySoc/Martin_Milton)> Acesso em: 29 jan. 2013.
- MOHR, P. **Recent progress in fundamental constants and the International System of Units. 2010.** Disponível em: <<http://physics.vniim.ru/SI50/files/mohr.pdf>> Acesso em: 29 jan. 2013.
- NIST, National Institute of standards and technology. **International system of unit (SI), s/d-A.** Disponível em: <<http://physics.nist.gov/cuu/Units/units.html>> Acesso em: 29 jan. 2013.
- ROCHA-FILHO, R.C. **GRANDEZAS E UNIDADES DE MEDIDA – O Sistema Internacional de Unidades.** São Paulo: Série princípios. 1988. 88p.

- SILVA, R.R. **Temperatura pressão e Volume Molar**. QUÍMICA NOVA NA ESCOLA. NOVENBRO No. 2. 1995.
- SILVA, R.R.; ROCHA-FILHO, R.C. **Calculos básicos da química**. 1ª. Reimpressão. São Carlos: EdUFSCar. 2007. 277pp.
- SANTOS, N. **70 problemas de química**. Editora Ciência Moderna LTda. 2012.